DIRECCION GENERAL DE COMUNICACIONES
TALLERES DE ENCUADERNACION
GUATEMALA, C. A.

RID

QUIMICA MILITAR

QUIMICA, MINERALOGIA, EXPLOSIVOS, HUMOS Y GASES DE COMBATE

PARA DESARROLLAR EN UN SEMESTRE

POR EL

LICENCIADO SALVADOR E. VIDES L.,

FARMACEUTICO - QUIMICO,

PROFESOR DE QUIMICA EN LA ESCUELA POLI-
TECNICA DE GUATEMALA, CENTROAMERICA

GUATEMALA, C. A.
SEPTIEMBRE DE 1940

QUEDAN RESERVADOS LOS DERECHOS
DEL AUTOR CONFORME A LA LEY

G2877-2M2C-9-40 NUMERO 322

IMPRESO EN LA TIPOGRAFIA NACIONAL.—GUATEMALA, CENTRO-AMERICA

Al señor Presidente de
la República de Guatemala,
Jefe Supremo del Ejército,
General don Jorge Ubico.

Al Ejército de la
República de Guatemala.

A la Escuela Politécnica
de Guatemala.

PROLOGO

Por el Licenciado Carlos Enrique Soto

El Licenciado Salvador Efraín Vides L., que es uno de los farmacéuticos jóvenes que con más fervor cultivan las disciplinas científicas de su profesión, ha tenido la gentileza, que mucho le agradezco, de invitarme a que prologue su importante estudio intitulado "Química Militar", obra que aspira a ser un auxiliar eficaz para los alumnos que cursan Química en nuestra Escuela Politécnica.

Comprendo que no soy yo el llamado, por múltiples motivos, a apadrinar una obra de la índole de la del Licenciado Vides, sobre todo porque la forma de Química especializada que constituye el tema capital de su estudio, no está incluída dentro de los tópicos científicos que yo he tenido tiempo de ver con

algún detenimiento, de manera que mi opinión de muy poca cosa servirá para ameritar el valor de la obra. Pero él, a pesar de mis fundadas negativas, ha persistido en su propósito, insistencia que debe interpretarse como una muestra de cordialidad de un fino amigo como es él, y yo no he tenido otro camino que aceptar complacido el singular honor que se me discierne.

Ahora bien, lo que sí puedo considerar, después de haber analizado los distintos aspectos del libro del Licenciado Vides, es que su estudio llena ampliamente la finalidad que el autor se propuso al escribirlo, no sólo desde el punto de vista científico, sino, principalmente, desde el que un pedagogo podría llamar metodológico.

En efecto, la "Química Militar" del Licenciado Vides, está escrita en una forma clara y comprensiva, muy adecuada a los jóvenes que se inician en esta clase de estudios. El divide su obra en tres partes:

a) Química General, que estudia las nociones fundamentales de la Química, de una manera corta y sencilla y en donde desenvuelve los últimos progresos filosóficos en que se basa la Química moderna, enseñando al alumno la notación y nomenclatura de los cuerpos, asimismo la manera de representar las acciones de unos sobre otros. Es digno de hacer notar la originalidad de esta última parte, en

lo que se refiere a la representación de la afinidad para la fácil comprensión de los alumnos.

El orden en que está tratada esta parte de la Química, se ve que ha sido el fruto de observación y experiencia del Licenciado Vides como catedrático. Hace una clasificación moderna de los elementos, desde el punto de vista eléctrico, y sigue para el estudio la aplicación de esta clasificación en el cuadro periódico; asimismo, debe tomarse en cuenta que a esta clasificación le siguen las reglas de notación y nomenclatura química.

Al terminarse este punto, previa la ayuda y ejercicios que pueda hacer el Profesor con los alumnos, éstos están capacitados para interpretar las reacciones de la Química especial desde el punto de vista inorgánico, ya que la Química órgánica es objeto de cursos superiores que para desarrollar en un semestre se haría imposible;

b) Química especial. En esta parte se toman los cuerpos de mayor importancia para el ramo de la guerra. En el orden de estudio de los mismos se encuentra el estado natural de los elementos, nombrándose aquí los minerales más importantes por su composi-

ción química y sus fórmulas, siendo ésta la parte de mineralogía que corresponde al curso de los Caballeros Cadetes. Estudiándose a la vez los usos de los cuerpos desde el punto de vista militar;

c) *Pólvoras y explosivos.* Esta parte hace un estudio completo de los explosivos y pólvoras, haciendo a la vez una clasificación racional de ellos, para facilitar su aprendizaje; además, se dan los procedimientos para la elaboración de las pólvoras negras y las propiedades que debe tener una buena clase de ellas. Se estudia a la vez, algo sobre pirotecnia y artificios militares y sobre gases de combate y fumígenos, haciendo especial mención de la bujía (V) fabricada en la Escuela Politécnica, por el Licenciado Vides, que, según declaración del mismo, tiene un elevado poder obscurecedor y una estabilidad muy apreciable y de gran valor para la altitud en Guatemala.

El libro del Licenciado Vides, en mi concepto, lo considero de utilidad para los Caballeros Cadetes, toda vez que se adapta fielmente al programa de la materia que actualmente se desarrolla en dicho Centro de estudios.

Copia del informe rendido por la Comisión nombrada por Educación Pública

Guatemala, 26 de septiembre de 1939.

Señor Secretario de Estado en el Despacho de Educación Pública.—Presente.

Señor Secretario:

Tenemos el honor de dar cuenta a esa Secretaría con el informe respecto a la obra "Química Militar", de la cual es autor el Licenciado don Salvador E. Vides; cumpliendo en esta forma la comisión que nos fué designada, según nota de esa Secretaría, número 11884—Ref. A. V. 83-453, de fecha 19 de julio del corriente.

La obra la divide el autor en tres partes, a saber:

Química General,
Química Especial y
Explosivos y Artificios.

En la Primera Parte entra el autor en materia empleando una forma clara: definiendo con sencillez las ideas de Cuerpo, Molécula, Atomo; yendo de lo compuesto a lo simple. Empieza la obra por los cimientos de la Ciencia Química, el átomo.

Hace un ligero estudio de las propiedades generales de los cuerpos, ideas de la nomenclatura, estudia las principales leyes, etcétera, etcétera.

En la Segunda Parte, Química Especial, únicamente trata de los cuerpos que tienen aplicación en la guerra química; su historia, obtención y usos de algunos como el hidrógeno, el protóxido de hidrógeno, algunos nitratos y cloruros; algunos cuerpos como el aluminio, el fósforo, hierro, etc., etc.

En la Tercera Parte, por último, se concreta a la verdadera aplicación de la industria de guerra: explosivos y artificios.

Obras de este mérito no pueden improvisarse, son fruto de la experiencia y laboriosidad: circunstancias éstas que capacitan al señor Licenciado Vides, por llevar ya más de ocho años desempeñando en la Escuela Politécnica la cátedra de Química y Explosivos, y ser reconocido en él su afán por el estudio y la investigación científicas.

En conclusión, opinamos: que la obra examinada es digna, por su valor positivo, de utilizarse como texto para los fines a que la destina el autor.

Con distinguida consideración y estima, somos de usted atentos y seguros servidores.—*Julio P. García.* —*C. E. Soto.*—*Augusto Morales D.*

Copia simple del Dictamen emitido por el Estado Mayor del Ejército, acerca de la obra "Química Militar", escrita para uso de los alumnos de la Escuela Politécnica y de los oficiales del Ejército, por el señor Licenciado don Salvador Efraín Vides L., que literalmente dice:

"Señor Licenciado don Ernesto Rivas, Secretario de la Presidencia.—Presente.—Señor Secretario:—De conformidad con su oficio número 11054, de 11 de octubre del año corriente, tengo el honor de elevar, por su medio, al señor Presidente de la República, el informe relativo a la obra intitulada "Química Militar", escrita por el señor Licenciado don Salvador E. Vides, para uso de los alumnos de la Escuela Politécnica y de los Oficiales del Ejército, y presentada con la solicitud de que se imprima por cuenta del Estado.

La obra está dividida en tres partes, así:

I.—Química General.
II.—Química Especial.
III.—Explosivos y Artificios.

La primera Parte comprende: definiciones, todo lo relativo a cuerpo, molécula, átomo, etcétera, propiedades generales de los cuerpos, nomenclatura química, leyes, notación química, reacción, etcétera.

Estudia la Segunda Parte, Química Especial, todos los cuerpos que tienen aplicación en las industrias de guerra en la rama que concierne a pólvoras y explosivos.

Se encuentra en esta parte el nombre, símbolo, sinonimia, historia, usos, etcétera, etcétera, de cada cuerpo. La ilustra también un estudio del hierro y de la producción de aceros con explicación detallada de lo que es un alto horno y su funcionamiento, etcétera.

Entra en la Tercera Parte al estudio de los explosivos, empezando por las definiciones y nociones necesarias. Trata de la pirotecnia militar en todo lo que comprende los artificios luminosos, incendiarios, de demolición, de señales, etcétera. Se explican los torpedos, mechas, cohetes y cebos.

En pólvoras se explica lo concerniente a las negras, composición, fabricación, etcétera. Potencia y manera de obrar de los explosivos.

Trata las pólvoras blancas lo suficiente para dar a los alumnos y oficiales un conocimiento bastante de lo que son estos elementos de guerra y adiciona esta parte, con lo que pudiera muy bien constituir la Cuarta Parte de la obra, con el estudio de lo relativo a los gases de combate, humos y artificios para producirlos. (Bujías y bombas.)

La parte que trata de los gases llena muy bien la cantidad de conocimientos teóricos que el Oficial necesita tener de estos elementos de guerra y en cuanto a los humos y los artificios para operarlos, puede decirse que la exposición es completa, hasta donde lo exigen las necesidades de la enseñanza.

La obra está escrita en lenguaje claro y sencillo, sus explicaciones están redactadas en tal forma que son comprensibles a toda clase de inteligencias.

Para terminar, opino, que la obra de mérito, es buena, llena a satisfacción el objeto para el que fué escrita y llena también un vacío en nuestra bibliografía militar, creyendo conveniente su impresión por cuenta del Estado.

Adjunto se servirá usted encontrar el original de la obra enviada, con dos ampliaciones que se intercalarán en el texto y que le fueron indicadas al autor por ser necesarias.

Protesto al señor Presidente mi subordinación y respeto y soy de Ud., señor Secretario, muy Atto. y S. S.—Guatemala, diciembre 12 de 1939.—El General de División, Jefe del Estado Mayor del Ejército, Rodolfo A. Mendoza."

Y a solicitud del interesado, le extiendo la presente, en Guatemala, a los doce dias del mes de junio de mil novecientos cuarenta.—Sello: "Secretaría del Estado Mayor del Ejército—Guatemala".

PRIMERA PARTE

QUIMICA GENERAL:

1.—Cuerpo

Cuerpo (del latín *corpus*).—Es todo lo ponderable que ocupa un lugar en el espacio.

La definición de la palabra cuerpo escrita al principio de este tratado nos manifiesta que la ciencia que estudiamos se relaciona con la MATERIA, pues aún al individuo profano no se escapa que lo uno es sinónimo de lo otro, o mejor dicho, que el cuerpo es representativo de la materia.

En el estudio de los cuerpos intervienen dos ciencias interesantes, pues hay dos puntos de vista diferentes desde los cuales se pueden estudiar, aunque es difícil o imposible llegarlos a separar completamente. De estos dos puntos de vista desde los cuales se estudian los cuerpos, uno corresponde a la Física y el otro a la Química. La separación de ambas ciencias es imposible, y de ahí que exista otra que las une: la Físicoquímica.

Por ella comenzaremos nuestro estudio, continuándolo con el de la Química.

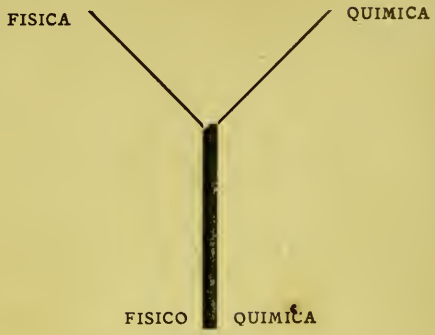


Fig. 1

Nomenclatura de los cuerpos simples

La nomenclatura química es el arte de nombrar y clasificar los cuerpos. Los cuerpos se clasifican en simples (elementos) y compuestos. Los nombres con que se designan la mayor parte de los cuerpos simples, son los mismos con que se conocen desde la antigüedad; es decir, los nombres que se les daban al ser descubiertos, ya fuera como elementos, o en forma de cuerpos compuestos.

Algunos cuerpos como los llamados aire inflamable, aire vital, aire flogisticado o mofeta atmosférica, perdieron sus antiguas denominaciones, que fueron substituídas por las palabras hidrógeno (engendrador de agua), oxígeno (engendrador de ácidos), ázoe o nitrógeno (impropio para la vida, o engendrador de nitro).

Causas distintas han dado origen a los nombres de los cuerpos simples:

a) Por ser más o menos reciente su descubrimiento; ejemplo: (columna 0), *neo,* del griego *neo,* que significa nuevo;

b) Por sus propiedades características o las de sus compuestos; ejemplo: (columna 0) *argo,* del griego *argos,* perezoso, inactivo; *kripto,* del griego *kriptos,* oculto, escondido; (columna número 1), *rubidio,* del latín *rubidus,* por el color amarillento que posee; *cesio,* del latín *cæsius,* azul, por las bandas de color azul que dan sus compuestos analizados al espectroscopio; (columna número 2), *glucinio,* del griego *glukus,* dulce, por el sabor de sus compuestos; *bario,* del griego *barus,* pesado, por lo pesado de sus compuestos por ejemplo el espato pesado; *radio* del latín *radium,* por emitir radiaciones; (columna número 3), *talio,* del latín *thalius* (parte de la planta que sostiene las partes verdes), por las bandas de color verde que dan sus compuestos analizados al espectroscopio; *actinio,* del griego *akties,* rayo, por emitir descargas eléctricas que semejan a los rayos; (columna número 4), *titano,* de griego *titanos,* tierra blanca, por el aspecto blanco terroso de sus compuestos; (columna número 5), *ázoe,* impropio para la vida; *fósforo,* del griego *phosphorus,* que lleva luz; *arsénico,* del griego *arsenikos,* fuerte, vigoroso, quizás por las fuerzas que se adquieren cuando se toman terapéuticamente sus compuestos; *didimio,* del griego *didumus,* gemelo, por hallarse generalmente unido al cerio; (columna número 6), *ozono,* del griego *ozein,* tener olor; *cromo,* del griego

kröma, por la diversidad y viveza de los colores de sus compuestos; *molibdeno,* del griego *molubdos,* plomo, por el color y brillo parecidos a los del plomo; (columna número 7), *cloro,* del griego *klôres,* verde, por el color amarillo verdoso del elemento; *bromo,* del griego *bromos,* mal olor; *yodo,* del griego *iodex,* violado por el color de sus vapores; (columna número 8), *osmio,* del griego *osmius,* que significa olor, por el olor de algunos de sus compuestos; *rodio* del latín *rhodinus,* de color parecido al de la rosa, por los visos que que hace; iridio, del griego iris, arco iris (meteoro luminoso) por los diversos colores que refleja el elemento y sus óxidos;

c) Por el nombre del cuerpo que sirve para su obtención; por ejemplo: (columna número 3), *boro,* del *bórax; aluminio,* de la *alúmina;* (columna número 4), *silicio,* del latín *sílex, silicis,* combinación del silicio con el oxígeno; *circonio,* de *circón,* piedra preciosa de Ceilán; (columna número 5), nitrógeno, engendrador de nitro; (columna número 7), *flúor,* del latín *fluere,* que quiere decir fundir, porque se extrae del fluoruro de calcio, que se usa como fundente, desde la antigüedad; manganeso, porque se extrae de la manganesa;

d) Por el lugar donde abundan, donde fueron descubiertos o en recuerdo del nombre de algún lugar; por ejemplo: (entre la columna 0 y la 1), *europio,* de Europa; (columna número 1), *cobre,* del latín *cuprum,* de *Chiprium,* isla de Chipre, de donde se extraía el cobre en la antigüedad; (columna número 2), *magnesio,* que viene de Magnesia, ciudad del Asia Menor; *estroncio* del latín *Strontian,*

lugar de Escocia; (columna número 3), *galio*, de la Galia, nombre del lugar donde Mendeeleff hizo el cuadro periódico; *indio*, del nombre de la India (vasta península de Asia Meridional); (columna número 4), *germanio* de Germaina, vasta comarca de Europa antigua, hoy Alemania; *terbio*, de Iterby, pueblo de Suecia; *hafnio*, de Hafnia, nombre que recibió Copenhague en la antigüedad; (columna número 6), *polonio*, de Polonia, patria de la señora María Slodowska de Curie; (columna número 7), *renio*, de renano, renana, adjetivo derivado de El Rhin; *masurio* de masuriano, masuriana, adjetivo aplicado a una región de la Prusia Oriental (lagos Masurianos); (columna número 8), *rutenio*, de rutenos, pueblo eslavo, diseminado en Galicia, Lituania y Hungría; *ilinio* de Illinois, estados de Estados Unidos de Norte América;

e) De nombre de algunos planetas y estrellas; por ejemplo: (columna 0), *helio*, del griego *helios*, el sol; (columna número 2), *mercurio* dedicado al planeta Mercurio; (columna número 5), *cerio*, dedicado al planeta Ceres; (columna número 6), *selenio*, del griego *selenión*, resplandor de luna; *teluro*, del latín *tellus*, *telluris*, la tierra; *uranio*, dedicado al planeta Urano; (columna número 8), *paladio*, nombre del planeta Palas;

f) Por haber sido dedicados a los dioses; por ejemplo: (columna número 2), *mercurio*, nombre de uno de los dioses de la mitología griega; (columna número 4), *torio*, del latín *Thorium*, que a su vez viene de *Thor*, nombre de un dios escandinavo; (columna número 5), *vanadio*, de *vanadis*, nombre con

que también se conoce a la diosa Freya, de la mitología escandinava; *niobio,* de *Niobe,* hija de Tántalo; *cerio,* dedicado a la diosa latina Ceres (diosa de la agricultura); Tántalo, héroe fabuloso que no podía beber agua aún cuando estaba sumergido en ella; (columna número 6), *uranio,* de Urano, padre de Saturno; (columna número 8), *níquel,* nombre del genio de las minas en la mitología escandinava; *paladio,* dedicado a Palas, uno de los nombres de Minerva, considerada como diosa de la sabiduría, de las artes y de la guerra;

g) Por derivarse de otros idiomas vivos; por ejemplo: (columna número 2) *cinc,* del alemán *zinck;* (columna número 6), *tungsteno,* del sueco *tungsten,* que significa piedra pesada; (columna número 8), *cobalto,* del alemán *kobold;*

h) Por ser conocidos desde la antigüedad y haber conservado sus nombres; por ejemplo: (columna número 1), *litio,* del griego *lithinos,* que significa pétreo, porque el óxido de litio se usa en medicina contra la gota (mal de piedra); *sodio* del latín *natrium; potasio,* del latín *kalium; cobre,* del latín *cuprum; plata,* del latín *argentum; oro,* del latín *aurum;* (columna número 2). *mercurio,* del latín *hidrargirium;* (entre la columna número 3 y la columna número 4), *lantano,* del griego *lanthanó,* que significa ignorado; (columna número 4), *carbono,* de *carbo; estaño,* del latín *stannum; plomo,* del latín *plumbun;* (columna número 5), *antimonio,* del latín *stibium;* (columna número 6), *azufre,* del latín *sulfur;* (columna número 8), *hierro,* del latín *ferrum.*

En la escritura, los nombres de los elementos se representan con una o dos de sus iniciales, ya sean de sus nombres castellanos o de sus equivalentes en otro idiomas. La clasificación periódica de los elementos los distribuye en columnas y los agrupa en familias, como sigue:

Primera línea: familia principal:

Hidrógeno: H.

Columna cero: familia principal:

Helio: He; *Neo:* Ne; *Argo:* A; *Cripto:* Kr; *Xeno:* Xe; *Radón o Emanación:* Rn o Em.

Primera columna: familia principal:

Litio: Li; *Sodio:* Na (del latín *Natrium); Potasio:* (K del latín *Kalium);* Rubidio: Rb; Cesio: Cs; Europio: Eu; Tulio: Tu; 87.

Primera columna: familia secundaria:

Cobre: Cu (del latín *Cuprum); Plata:* Ag (del latín *Argentum); Oro:* Au (del latín *Aurum).*

Segunda columna: familia principal:

Glucinio o *Berilio:* Gl-Be; *Magnesio:* Mg; *Calcio:* Ca; *Estroncio:* Sr-St (del latín *Strontiam); Bario:* Ba; Gadolinio: Gd; Iterbio: Yb; *Radio:* Ra.

Segunda columna: familia secundaria:

Cinc: Zn (del alemán *Zinck); Cadmio:* Cd; *Mercurio:* Hg (del latín *Hidrargirium).*

Tercera columna: familia principal:

Boro: B; *Aluminio:* Al; Escandio: Sc; Itrio: Yt; Lantano: La; Terbio: Tb; Lutecio: Lu; Actinio: Ac.

Tercera columna: familia secundaria:

Galio: Ga: Indio: In; Talio: Tl.

Cuarta columna: familia principal:

Carbono: C; *Silicio:* Si; Títano, Ti; Circonio: Zr; Torio: Th.

Cuarta columna: familia secundaria:

Germanio: Ge; *Estaño:* Sn (del latín *Stannum);* Hafnio: Hf; *Plomo:* Pb (del latín *Plumbum).*

Quinta columna: familia principal:

Nitrógeno: N; *Fósforo:* Ph (del latín *Phosphorus).* *Arsénico:* As; *Antimonio:* Sb (del latín *Stibium);* *Tántalo:* Ta; *Bismuto:* Bi.

Quinta columna: familia secundaria:

Vanadio: V; Niobio: Nb; Cerio: Ce; Didimo: Dy; Uranio: X-Ux.

Sexta columna: familia principal:

Oxígeno: O; *Azufre:* S (del latín *sulfur); Selenio:* Se; *Teluro:* Te; Tungsteno: W; Polonio: Po.

Sexta columna: familia secundaria:

Cromo: Cr; Molibdeno: Mo; Praseodimio: Pr; *Holmio:* Ho; *Uranio:* U.

Séptima columna: familia principal:

Fluor: Fl; *Cloro:* Cl; *Bromo:* Br; *Yodo: I;* Renio: Re y 85.

Séptima columna: familia secundaria:

Manganeso: Mn; Masurio: Ma; Neodimio: Nd; Erbio: Er.

Octava columna (a) familia principal:

Hierro: Fe (del latín *Ferrum);* Rutenio: Ru; Ilinio: Ill.

Octava columna (a) familia secundaria:

Osmio: Os.

Octava columna (b) familia principal:

Cobalto: Co; Rodio: Rh; Samario: Sa.

Octava columna (b) familia secundaria:

Iridio: Ir.

Octava columna (c) familia principal:

Níquel: Ni; Paladio: Pd.

Octava columna (c) familia secundaria:

Platino: Pt.

NOTA.—Los nombres de los elementos que están en cursiva son los de los cuerpos simples más conocidos y los suficientes para el curso.

2.—Constitución física de los cuerpos, teoría molecular

Cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos

La observación de infinidad de fenómenos que ocurren a cada instante, hecha por los sabios, ha dado origen a hipótesis y teorías que explican de una manera más o menos satisfactoria, las leyes que los rigen. Uno de los hechos mejor observados es la excesiva compresibilidad de los gases (el oxígeno puede llegar a reducirse por la presión hasta un doscientosavo de su volumen).

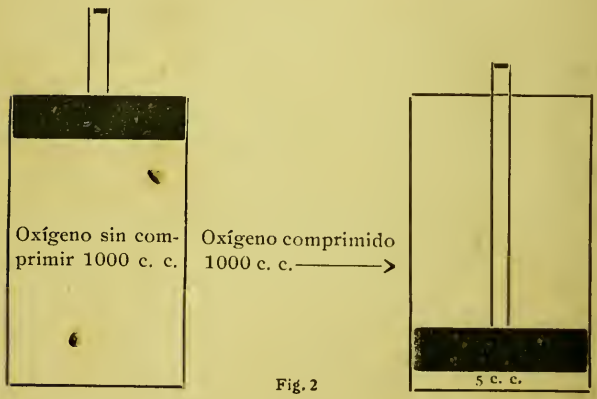


Fig. 2

Otro hecho: el volumen que ocupa una solución con respecto a los volúmenes de cuerpos disolventes y cuerpo disuelto. (53.94 c. c. de alcohol absoluto y 49.83 c. c de agua destilada, medidos a la temperatura de 15° C., dan cien centímetros cúbicos

de alcohol diluído, habiendo una contracción de 3.77 c. c.) Esta operación debe hacerse en probetas graduadas o para mayor exactitud, en buretas, tomando tres recipientes de igual graduación.

¿Cómo explicar estos hechos?

¿Será posible que la materia se pierda?

¿O será que los *cuerpos están formados por partículas sumamente pequeñas, que dejan espacios entre sí?*

La primera hipótesis es absurda, desde luego que si pesamos el litro de oxígeno a 0° C. y a 0.760 mm. de presión, y lo sometemos a presión suficiente para que los mil centímetros cúbicos del litro se reduzcan a cinco, o sea una doscientasava parte de su primitivo volumen, no cambiando la temperatura, vemos que los cinco centímetros cúbicos tienen el mismo peso del litro de oxígeno que es de 1.42 gramos.

En el segundo caso vemos que no variando la temperatura de 15° C. los 53.94 c. c. de alcohol absoluto pesan 42.67 gramos y unidos a 49.83 c. c. de agua destilada que equivalen en peso a 49.83 gramos, dan el volumen de 100 c. c. pero en peso representan 92.50 gramos. (La suma de volúmenes es de 103.77 c. c.)

¿Qué harán los 995 c. c. del primer caso y los 3.77 c. c. del segundo?

Respecto a esta última pregunta, podemos contestar: las partículas pequeñas de que están formados los cuerpos (moléculas) y los espacios que entre ellas existen (espacios intermoleculares) es-

tán regidos por fuerzas de sentidos contrarios: Atractivas o de cohesión (véase cohesión) y Repulsivas o cinéticas.

Si las fuerzas atractivas son mayores que las repulsivas, el cuerpo es sólido ($A > R$): predomina la cohesión.

El cuerpo tiene forma propia, etcétera.

Si las fuerzas atractivas son iguales a las repulsivas, el cuerpo es líquido ($A = R$): las moléculas se encuentran en equilibrio, resbalando unas sobre otras, y el cuerpo tiende a adoptar la forma del recipiente que los contiene.

Si las fuerzas repulsivas son mayores que las atractivas, el cuerpo es gaseoso ($A < R$): sus moléculas tienden a ocupar mayor volumen, los espacios intermoleculares son sumamente grandes y las moléculas se mueven en distintas direcciones.

Por efecto de la temperatura, los cuerpos pueden cambiar de forma o estado, sin que por esto se altere en lo más mínimo su composición. Los espacios intermoleculares parece que se encuentran vacíos, a pesar de que existen teorías que suponen dichos espacios llenos de un flúido llamado éter. Estos espacios aumentan o disminuyen con la temperatura.

Constitución de los cuerpos según la teoría molecular

Los cuerpos semejan, según lo expuesto, una esponja o piedra pómez. Así se explican los diferentes fenómenos físicos: comprensibilidad, dilatabilidad, solubilidad, conductibilidad, fusibilidad,

etcétera, fenómenos que, no se pueden explicar satisfactoriamente con la hipótesis de la continuidad de las moléculas.

La molécula

Molécula es una partícula sumamente pequeña que de un cuerpo existe sin destruir la identidad de éste.

Para dar un concepto de su pequeñez, el químico J. J. Thompson hizo la siguiente comparación: "Si pudiéramos dilatar un centímetro cúbico de aire al tamaño del edificio más grande de Inglaterra, veríamos las moléculas de aire como cabezas de alfileres fijos en un gran alfiletero."

Las moléculas en estado de gases perfectos, en iguales condiciones de temperatura y presión, tienen el mismo volumen.

Siendo la molécula según la definición, la parte más pequeña que de un cuerpo existe sin destruir su identidad, admitimos, sin embargo, que existe otra parte más pequeña que ella, pero que tiene distintas propiedades que la molécula del cuerpo. Estas partículas sumamente pequeñas que constituyen la molécula, se supone que existen en una esfera (o esferoide). Las moléculas gaseosas, según supone Bernouilli, son esferas sólidas y absolutamente elásticas". Dentro de esa esfera, las partículas mencionadas forman un sistema perfecto, y según la disposición que hayan tomado forman una u otra substancia.

Algunas moléculas de seres animales tienen exactamente los mismos elementos y en las mismas cantidades que algunas moléculas de seres vegetales, sin que los cuerpos formados de estas moléculas tengan propiedades iguales; a semejanza de lo que sucede con las letras en los idiomas, las cifras en las cantidades y con las notas musicales; con las mismas letras pueden formarse palabras de distinto significado (cosa, caso, saco, soca, asco, caos).

Se observa a menudo que varios individuos pueden agruparse en formas distintas. Tal es el caso de las moléculas que deben sus propiedades no a las substancias que las componen, sino a la cantidad y posición de las partículas en el interior de la molécula.

Isomería

Es la alotropía de los cuerpos compuestos, o de otra manera: Es la propiedad que presentan ciertos cuerpos compuestos formados por los mismos elementos, unidos en las mismas proporciones, de presentar distintas propiedades.

Ejemplos de isomería se encuentran en gran cantidad en los compuestos orgánicos.

Parece aquí mejor explicarse este fenómeno por la distinta posición que guardan los átomos de los elementos en el interior de la molécula.

Un ejemplo de isómeros lo tenemos en: la glucosa y levulosa de fórmula $C^6H^{12}O^6$.

En química mineral tenemos muy pocos, pero es notable el óxido mercúrico (HgO) que se presentan en forma de óxido rojo, amarillo y anaranjado.

3.—Constitución química de los cuerpos, teoría atómica

Cuerpos simples y compuestos

De lo escrito anteriormente se deduce que no es la molécula ni las propiedades moleculares las que con la química se relacionan; pero sí, de la teoría molecular se infiere que las moléculas de los cuerpos están formadas por partículas más pequeñas, que son la representación de los elementos. Por lo tanto, esta consecuencia que data de los tiempos remotos, no es más que una deducción de la teoría molecular. Se citan como sus autores a Leucipo y Demócrito (500 años antes de J. C.), quien llamó átomos a dichas partículas; fué modificada después por Epicuro (341 a 270 años antes de J. C.) Lucrecio dió a conocer en Roma (siglo I antes de J. C., esta teoría). Dalton y Proust en 1804 apoyándose en las leyes de las proporciones definidas y múltiples (véanse las leyes de las combinaciones), comprobaron con hechos esta hipótesis. La conclusión más importante se debe a Berzelius (1810). Estos sabios dedujeron, como consecuencia de sus estudios y observaciones: "Que todos los cuerpos de la naturaleza (sólidos, líquidos y gaseosos), están formados por la reunión de partículas indivisibles e invisibles, llamadas átomos y que mo-

vidas por fuerzas que les son propias (atracción, calor, electricidad, etc.), producen todos los fenómenos químicos, la mayor parte de los físicos y mecánicos que pueden presentar los cuerpos minerales y organizados".

Pero Dalton descubrió, después de múltiples observaciones, que cada *cuerpo simple* o especie de materia tiene su peso invariablemente (peso atómico) y que sus átomos, necesariamente homogéneos, se unen entre sí por yuxtaposición para formar grupos rigurosamente determinados, que son las moléculas. En consecuencia, las moléculas de los *cuerpos compuestos* están formadas por átomos heterogéneos. Por eso se dividen químicamente los cuerpos en simples y compuestos.

Los cuerpos simples son relativamente pocos, mientras que los compuestos son numerosos.

Sulfuro de hierro

Es fácil comprender que cada molécula de cuerpo compuesto está formada de modo que figuren en ella los elementos que forman el compuesto, y que cada una de esas porciones íntimas de elementos es

una entidad perfectamente independiente. Aceptada la teoría molecular, y siendo la teoría atómica una consecuencia lógica de ella, se deduce finalmente que los átomos también dejan entre sí, espacios (espacios interatómicos), que tienen su peso, y que están sujetos a la influencia de ciertas fuerzas.

Atomo

La idea del átomo se desprende de la teoría atómica.

El átomo (del griego *átomos,* indivisible), es el elemento material hipotético de la composición de los cuerpos, considerado desde la antigüedad como indivisible y extremadamente pequeño. La hipótesis de la existencia del átomo permite explicar muchos fenómenos que sin ella sería difícil o imposible comprender.

Atomo es la piedra fundamental sobre la que descansa el edificio de la Química; es, a semejanza de la unidad matemática, *la unidad química.* Suprimiendo la unidad el número carece de sentido: así, suprimiendo el átomo, la Química dejaría de existir como ciencia. Su concepto ha sido muy discutido por los sabios, pero las publicaciones de G. Oswald ("La caída del materialismo científico"), los esfuerzos del químico J. J. Thompson para probar la naturaleza eléctrica de la materia, y los trabajos de otros químicos, han permitido adaptar.

La definición antigua (partícula indivisible, extremadamente pequeña), al concepto que hoy se tiene del átomo. Con la palabra unidad aplicada al átomo, se designa algo que obra por sí solo, y que si bien se puede dividir (como se ha hecho en los últimos años), como se puede dividir la unidad matemática, esa división no es necesaria para el estudio de la Química.

El átomo, en cada elemento, se representa por un símbolo; su presencia indica un átomo de un elemento, a no ser que se indique un número distinto de átomos, ya sea por cifras colocadas a la izquierda del símbolo, cuando el elemento está libre (coeficientes); por ejemplo: dos átomos de hidrógeno: 2H; o por número colocado a la derecha, en la parte superior o inferior del símbolo, cuando el elemento está combinado (exponente o subíndice).

El exponente químico no significa *elevación a potencia,* como el exponente matemático, sino solamente el número de átomos que de un elemento que se encuentra en un compuesto.

Hecha esta aclaración, es preferible emplear el exponente químico y no el subíndice, sobre todo en química orgánica, en la que el uso del subíndice da lugar a equivocaciones frecuentes; por ejemplo; cuando el hidrógeno está combinado con el oxígeno, formando agua: H^2O, o en la parte inferior derecha del símbolo, H_2O (subíndice).

Siendo el átomo la unidad química, no es indispensable el exponente o el coeficiente para representar un sólo átomo.

4.—Constitución físicoquímica de los cuerpos, teoría electrónica

Electrón. Alotropía. Concepto moderno del átomo

Electrón

Las descargas eléctricas a través de los gases (cuerpos simples al estado gaseoso) desintegran el átomo. Una parte, que se llama *corpúsculo,* se separa de él con carga positiva, en el polo negativo (la intensidad de la carga es siempre la misma, cualquiera que sea el gas que atraviesan las descargas eléctricas).

La otra parte del átomo con carga negativa, se separa en el polo positivo, recibe el nombre de ión positivo. (La naturaleza de los iones positivos es distinta para los diferentes gases, pues son los átomos de los cuales se ha separado el corpúsculo.)

La velocidad (V) de la electricidad (Ee) que pasa en el tubo es directamente proporcional a la electricidad interna (e), e inversamente proporcional a la masa (m): V:Ee::e:m (Al aumentar la velocidad (V), disminuye (Ee) porque pasa en menos tiempo.) Se han hecho experimentos para determinar por reflexiones magnéticas y eléctricas los valores de e/m (electricidad partida por la masa del corpúsculo), así como las velocidades. Las experiencias demuestran que mientras mayor es la velocidad, mayor es el valor de las cargas eléctricas

y, por consiguiente, menor la masa; lo que prueba que por lo menos una parte de la masa del corpúsculo es de origen eléctrico.

Thompson llegó a la conclusión de que a una gran velocidad toda la masa sería electricidad, basándose en ésto, dió la siguiente definición del corpúsculo, al cual llamó electrón:

"*Electrón* es una carga eléctrica incorpórea que no tiene materia, y viene a ser la unidad primordial de lo que se llama materia".

El electrón se puede también definir como: "La cantidad más pequeña de energía eléctrica, positiva o negativa". (1)

Como se ve, los electrones forman los átomos; éstos se unen por vínculos para formar las moléculas, y éstas se juntan para formar los cuerpos. La naturaleza del átomo depende del número y disposición de los electrones.

Alotropía

Es la propiedad que tienen ciertos cuerpos simples de presentarse con distintas propiedades (físicas, químicas y terapéuticas), por ejemplo: el fósforo, es ya un elemento translúcido soluble en el sulfuro de carbono, ya en forma de masa roja y opaca insoluble en el sulfuro de carbono, ya en forma de pequeños cristales violetas duros y brillantes.

---

(1) No hay que confundir esta palabra con el nombre del mineral de oro nativo que contiene más de 35% de plata, que también se llama electrón. Millikán midió la fuerza del electrón y determinó algunas de sus propiedades.

El carbono se encuentra ya al estado de diamante, de grafito o carbón amorfo.

Esta propiedad se debe, por una parte, a la agrupación distinta de los átomos de los cuerpos en la molécula, así como también al número de átomos que forman la molécula.

Por la cantidad de energía que pueden adquirir cambian especialmente las propiedades físicas de algunos elementos, de manera que se tendrían por substancias completamente diferentes si no fuera por la posibilidad de poderlos transformar el uno en el otro estado y si no diesen los mismos productos al someterlos al análisis. Así como la naturaleza de la molécula depende del número de átomos y la disposición de éstos, la naturaleza del átomo depende de los electrones. La teoría electrónica fué ideada por Lord Kelvin, y perfeccionada por Rutherford, Astor, Bohr, Thompson, etcétera.

La diversidad esencial atómica que ha defendido la Química en los distintos elementos desaparece al demostrar que todos los átomos en último término están integrados por electrones y protones. La diferencia esencial está en el número, y éste no cambia de especie.

Concepto moderno del átomo

Partiendo del principio de que los electrones son cargas eléctricas incorpóreas, Thompson y Rutherford, supusieron que el átomo estaba formado por

una esfera uniforme electropositiva, dentro de la cual estaban distribuídos los electrones o cargas negativas.

Los electrones se mueven a grandes velocidades en órbitas que ocupan una parte del átomo. Estos electrones, están a enormes distancias relativamente unos de otros, como sucede en el sistema solar. Los electrones se suponía que estaban repartidos en la esfera positiva de modo que estaban en equilibrio dinámico bajo fuerzas que actuaban sobre ellos: la atracción de la esfera positiva y la repulsión de los electrones negativos unos con otros (electricidades de signo contrario se atraen, y del mismo signo se repelen). Se ha demostrado, sin embargo, que en vez de existir una esfera electropositiva, como pensó Tompson, lo que existe son números casi iguales de electrones electropositivos (protones) y de electrones electronegativos, que al moverse en sus órbitas, a grandes velocidades, y a grandes distancias unos de otros, conservan el equilibrio y por ende la estabilidad del sistema, precisamente por las mismas razones que él adujo. En los trabajos que sobre esta materia hicieron Millikan, Kauffman y otros, demostraron que los electrones forman anillos concéntricos de varias magnitudes, en las que se mantiene el equilibrio del mismo modo que en el universo.

El átomo tiene, además, un núcleo que es común a todos los cuerpos simples, que hace las veces de regulador de las cargas eléctricas como el sol regula el movimiento de los planetas.

La presencia de electrones en el interior del núcleo está probada por la emisión de electrones que salen del núcleo positivo en las transformaciones radioactivas. El núcleo atómico representa, según esta teoría, la materia extraordinariamente condensada.

5.—Materia

En el espacio se puede considerar una porción limitada, y pensando en la unidad y discontinuidad de la materia, podemos imaginar limitada una parte de ella para tener idea del cuerpo. La ley de la indestructibilidad de la materia, es decir, que la materia sólo se transforma y no se destruye, la formuló Lavoisier, y dice que *"la masa total de los cuerpos en presencia permanece invariable cualesquiera que sean las transformaciones que experimenten: mecánicas, físicas o químicas"*, (Principio que poetizó R. Acuña, así: "La materia es inmortal como la gloria; cambia de formas, pero nunca muere".)

Masa de un cuerpo es la cantidad de materia que contiene, o sea el conjunto de sus moléculas. En mecánica, tal concepto se expresa por las relaciones producidas por la intensidad de la gravedad ($P/G = M$, de donde $P = M \times G$).

Como se ve, el concepto que de la materia se tiene desde la antigüedad, es el de la substancia ponderable que constituye los cuerpos. ¡Y aún hay

quién se atreve a decir que los cuerpos gaseosos son inmateriales! La palabra materia da al vulgo la idea de una cosa tangible, visible y pesada, capaz de existir independientemente. Ostwald, en sus notables disertaciones, con argumentos, basados en la naturaleza del electrón, probó que la entidad de la materia, concebida desde tiempos antiguos, es en los actuales una hipótesis. A la misma conclusión han llegado otros sabios contemporáneos. Para llegar a una conclusión satisfactoria respecto a un punto tan discutido, como es el que nos preocupa, lo mejor es analizar (llegar a lo más simple), para después sintetizar (llegar a lo más complicado), exponiendo las razones que existan o puedan existir en favor o en contra. En el estudio que hemos hecho hasta donde nos encontramos, hemos ido de lo complicado a lo simple. Comenzamos por los cuerpos en general, los cuales podemos decir, en verdad, que son los representantes de la materia. Luego vimos su constitución, para poder explicar las propiedades generales (teoría molecular). Después estudiamos la constitución de la molécula, para explicar los cambios y propiedades particulares de los cuerpos (teoría atómica), y por último, estudiamos los componentes del átomo (teoría electrónica), para poder llegar de lo más complicado a lo más simple. En otras palabras, estudiamos: 1º, los cuerpos; 2º, sus componentes (las moléculas); 3º, los componentes de las moléculas (los átomos); y, 4º, por último, los componentes de los átomos (los electrones).

Para sintetizar, diremos que si los electrones (energía eléctrica), son los componentes del átomo, éste tendrá indudablemente que ser de naturaleza eléctrica; si los átomos constituyen las moléculas éstas tendrán el mismo origen, y, por último, constituyendo las moléculas los cuerpos, éstos tendrán el mismo origen de sus componentes; y siendo los cuerpos los representantes de la materia, ésta tendrá como consecuencia lógica que ser de origen eléctrico o, mejor dicho, es energía eléctrica.

He aquí la teoría de la unidad de materia, que durante mucho tiempo se creyó imposible. (Imposible cuando se deducían conclusiones que tenían su origen en la fantasía, sin analizar y llegar a lo más simple, para después sintetizar y tener así un concepto completo de lo que deseaban poner en claro.)

Las diferentes propiedades de los cuerpos simples, dependen de la distinta cantidad de energía eléctrica que guardan en cada átomo, y de la disposición que guardan en él los electrones, llegando estas variaciones a formar noventa y dos clases de materia distinta, o elementos distintos.

La teoría que hemos razonado, que en principio era ya conocida en la antigüedad, recibe el nombre de teoría *atomista*. Sin desintegrar la materia como lo hace la teoría anterior, la Termodinámica (ciencia moderna que apenas data de mediados del siglo pasado), llega a las mismas conclusiones; todo lo que conocemos susceptible de transformaciones son formas de la energía.

La materia, como entidad es, pues, una mera hipótesis, mientras que la energía es la única realidad. Lo que se llama materia es una forma de la energía. La materia existe lo mismo que el calor, el movimiento, la luz, que también son formas de la energía. La energía es susceptible de transformaciones. Así el carbón (materia), al quemarse, produce calor y luz.

Fig. 3

El calor aplicado a una caldera de vapor, produce *fuerza.*

La *fuerza,* aplicada a los émbolos de los cilindros de una máquina, produce *movimiento.*

El *movimiento,* aplicado a una máquina dínamo-eléctrica, produce *electricidad.*

La electricidad, a su vez, puede producir: *calor, luz, fuerza, etcétera.* Una serie de transformaciones que terminan en el mismo estado en que principia, se llama ciclo de la energía.

Cada forma de la energía tiene su ciclo. El calor evapora el agua y la transforma en vapor, que es una forma de la energía muy conocida y usada. El agua en estado de vapor es una forma ideal de la energía, compuesta de partículas invisibles que forman el vapor sobrecalentado, se condenza rápidamente al ponerse en contacto con una superficie fría y queda convertida en muy pequeñas gotas.

En otras palabras, al neutralizarse el agente (calor que la convertía en energía), quedó convertida en materia (agua).

De la misma manera, al neutralizarse el agente electricidad que convierte el electrón en energía (parte mínima de un átomo), dicho electrón queda convertido en materia.

Es obvio, pues, que la energía puede adquirir ese aspecto que llamamos materia, y que la materia puede tranformarse en alguna de las otras formas de energía; por consiguiente, la materia hace parte del ciclo de la energía, lo mismo que el calor, la luz, el movimiento, la electricidad, etcétera.

Principios de termodinámica

La termodinámica (ciencia que trata de las transformaciones de la energía), está regida por tres principios, que son:

1º—*La energía no se crea, no se pierde: sólo se transforma.*

2º—*En las transformaciones de la energía, ésta no puede recuperarse íntegramente.*

3º—Las transformaciones de la energía se efectúan en razón directa de la temperatura: a —273° C. (0 absoluto de temperatura); las transformaciones de la energía no se verifican.

6.—Definiciones y conceptos de Física y de Química

Definición de Física

Física es la ciencia que estudia las propiedades generales de los cuerpos.

Definición de Química

Química es la ciencia que estudia las propiedades particulares de los cuerpos.

Concepto de la Física

La palabra Física viene del griego *Phusikes,* de *Phusis,* naturaleza. Esta ciencia estudia las propiedades generales de los cuerpos y las leyes que

rigen las modificaciones de su estado sin cambiar su naturaleza. Los cambios que sufren los cuerpos son de dos clases: físicos y químicos. Los cambios físicos no alteran la constitución de los cuerpos: son modificaciones transitorias de su estado molecular. Ejemplos: Cuando se pone en contacto un pedazo de hierro con un imán, adquirirá el hierro la propiedad de atraer partículas pequeñas de hierro, mientras esté en contacto con el imán; pero al cesar este contacto, el hierro pierde dicha propiedad, no habiendo sufrido su composición en lo más mínimo, pues sigue siendo hierro. Si calentamos un poco de agua, se transformará en vapor, que es un gas; pero si enfriamos dicho vapor, vuelve a ser líquido, no habiéndose alterado en su composición, pues sigue siendo agua. Lo mismo sucedería si la congeláramos: quitando la causa del enfriamiento, vuelve a ser líquida, sin alterar su composición.

Concepto de la Química

La palabra *Chimica* (Química), se encuentra por primera vez en los autores del siglo IV, viene:

O de la voz egipcia *Chemia* o *Chamia* (país de Cham o Cam, reino negro de Egipto).

O del griego *Chymos* (zumo, ciencia de los jugos).

Del egipcio *Chemia* o del griego *Chymia,* pasó al latín en forma correcta *Chemeia,* y de aquí a las lenguas vivas: castellano: Química; francés: Chimie; inglés: Chemistry; etcétera.

Mientras que unos lo atribuyen a la voz egipcia *Chemi,* otros piensan que viene del griego *Chymos;* la mayor parte parecen inclinarse por esta última etimología. Lo cierto es que del egipcio o del griego, pasó al latín y luego a las lenguas vivas.

La voz egipcia *Chemi* significa: el país de Egipto, con referencia a su reino negro, y también al negro del ojo (la pupila). El negro es el símbolo de lo obscuro y de lo oculto, y así, la palabra química significaba primitivamente la ciencia egipcia o secreta, que se le denominó más tarde, el arte oculto, o negro. El negro como sinónimo de obscuro y, en sentido figurado de oculto, explica en realidad el verdadero concepto de Química. La ciencia que trata de averiguar la composición de los cuerpos que llegan al químico en forma incógnita, que él despeja mediante procedimientos especiales, en su mayor parte las reacciones químicas (véase reacción química) que se representan por ecuaciones, en las cuales la incógnita es el cuerpo cuya composición nos es desconocida. La Química, en el curso de nuestra práctica, nos causa sorpresa y desengaños.

¿Cuál sería la admiración de Lavoisier, cuando por procedimientos químicos descubrió que el diamante era carbón?

La Química estudia las propiedades particulares de los cuerpos; las acciones que ejercen unos sobre otros y los distintos productos resultantes de tales acciones. Esta ciencia estudia los cuerpos desde el punto de vista de su constitución íntima, los cambios interiores que en ellos se efectúan para dar distintos cuerpos, de propiedades completamente diferentes. La Química estudia los cambios atómicos que sufren los cuerpos para dar moléculas distintas de sus componentes, cambios completamente estables o, mejor dicho, permanentes (el cuerpo que se transforma sólo puede obtenerse nuevamente mediante otro procedimiento químico); no sucede lo mismo con los cambios físicos, que son transitorios, pues duran mientras existe la causa que los produce.

Tomando como ejemplo el hierro, pero ya no en contacto con el imán sino con el oxígeno húmedo del aire, vemos que se cubre de una capa de color pardo rojizo: el hierro se enmohece o, mejor dicho, se oxida; deja de ser hierro y se convierte en un compuesto (óxido férrico) de distintas propiedades. Si hacemos pasar por un poco de agua ionizada (véase electrólisis), una corriente eléctrica continua, vemos que el agua se transforma en dos gases incoloros, inodoros, etcétera, que aislados son cuerpos distintos del agua, que ha sufrido una acción química, favorecida por el paso de una corriente eléctrica. En consecuencia, los cambios químicos alteran la constitución de los cuerpos: son modificaciones permanentes de su estado atómico.

7.—Objeto, importancia y división de la Química

Objeto de la Química

Sometiendo los diversos cuerpos de la naturaleza a experiencias, con el fin de descomponerlos, y puestos en condiciones que permitan examinar las substancias que entran en su composición, dijo Lavoisier que la Química camina hacia su fin, y por eso la definió como "la ciencia del análisis". Sin embargo, Berthelot consideró incompleta esta definición, y dijo: que la recomposición de la materia descompuesta por el análisis hace resaltar que el objeto de la Química es distinto del fin que persigue la Anatomía.

En consecuencia, diremos que la Química es la ciencia del análisis y de la síntesis (véase análisis y síntesis). La Química es una verdadera ciencia, porque investiga las causas de los fenómenos, establece principios, deduce consecuencias y demuestra sus proposiciones.

Importancia de la Química

Difícil será hallar otra ciencia natural que tenga mayor influjo en las demás. Está relacionada con la Física, la Medicina, la Ingeniería, la Odontología, etcétera. En algunas artes como la pintura, la alfarería, etcétera, tiene mucha aplicación. En la agricultura, su importancia es grande por el análi-

sis de las tierras y el estudio de los abonos y de los productos de los vegetales. Si en la guerra, la ciencia química, aplicada como medio de ataque o de defensa, hace decisivo el resultado de una batalla, en la paz, es factor importantísimo de verdadero progreso para las naciones.

División de la Química

La Química se divide en General y Especial. La primera estudia las leyes que rigen los fenómenos químicos, y establece principios en qué poder basarnos para la interpretación de las reacciones. La segunda estudia las distintas especies de cuerpos; se divide en Mineral y Orgánica. La Química Mineral o inorgánica estudia los cuerpos que pertenecen al reino inorgánico, es decir, los minerales. La Química Orgánica estudia los compuestos del carbono, en sus múltiples combinaciones; se llama así, por ser las substancias carbonadas las que predominan en los seres vivos, nombre que va siendo substituído por el de *química del carbono.*

La química biológica estudia especialmente los productos de los seres vivos (orina, sangre, saliva, etcétera); las reacciones que se efectúan en los tejidos orgánicos para formar dichos productos (hematosis, sacarificación del almidón, caseificación de la leche, etcétera); y las transformaciones que experimentan los cuerpos al ser introducidos en el organismo. Este último, dicen algunos autores que es el dominio de otra rama de la Química, lla-

mada Química Fisiológica, que no es más que una aplicación de la Química Biológica a los seres vivos. La química orgánica, decía Vitoria, estudiaba los compuestos que se derivan de los seres vivos, como el almidón, las esencias, los alcaloides, etcétera. En los laboratorios no sólo se ha logrado preparar casi todas las substancias orgánicas naturales, sino también muchas más que aunque no existen en los organismos, son siempre formadas por los mismos elementos, y, por consiguiente, deben tener la misma naturaleza. Como tales substancias sintéticas han resultado especies químicas idénticas a las preparadas por el organismo, tanto unas como otras constituyen el mismo objeto de la química especial.

8.—Peso atómico y peso molecular. Conceptos breves sobre sus determinaciones, basándose en la ley de Avogadro y Ampere

Peso atómico es el peso de un átomo, comparado con el del hidrógeno que se toma como unidad. El número de átomos que tiene una molécula se llama *atomicidad*. Mientras el ácido clorhídrico (HCl) tiene dos átomos uno de hidrógeno y uno de cloro, el agua tiene tres, uno de oxígeno y dos de hidrógeno, así se dividen las moléculas en diatómicas, triatómicas, tetratómicas, etcétera.

Peso molecular es el peso de una molécula de un cuerpo comparada con una molécula de hidrógeno, que se toma como unidad.

Hay algunos elementos que poseen generalmente formadas sus moléculas por un átomo, entonces se dice que la molécula es monoatómica, por ejemplo el cinc, el cadmio y el mercurio. Otros que su molécula se compone de dos átomos entonces es diatómica, ejemplo el hidrógeno y la mayor parte de los elementos; otros tienen tres, como pasa con el ozono, que posee tres oxígenos y otros cuatro el fósforo y arsénico.

Cuando se trata de la molécula de un cuerpo compuesto, el peso de él es la suma de los pesos atómicos de sus componentes.

Peso molecular es la menor cantidad de cuerpo simple o compuesto que existe, comparada con el peso de una molécula de hidrógeno; peso atómico es la menor cantidad de cuerpo simple que puede entrar en reacción.

Determinación de pesos moleculares

Existen varios procedimientos para determinar los pesos moleculares de las substancias, aplicables en diversos casos, es decir, según las propiedades del cuerpo, para aplicar uno y otro procedimiento. Los pesos moleculares y atómicos no son más que las densidades de los cuerpos al estado de gases perfectos, con relación al hidrógeno que se toma por unidad.

Para esta determinación de densidad, existe la ley de Avogadro y Ampère, que es muy útil para explicar de una manera satisfactoria la determinación de un peso (sea molecular o atómico).

Ley de Avogadro y Ampere: *Los gases y vapores simples, que están sometidos a las leyes de Mariotte y Gay Lussac, es decir, que se encuentran en estado de gases perfectos, contienen igual número de moléculas en el mismo volumen, en las mismas condiciones de presión y temperatura.*

Formulada de otra manera: *Todos los cuerpos contienen, el mismo número de moléculas o átomos si tienen el mismo volumen, estando en estado de gases perfectos y en las mismas condiciones de presión y temperatura.* Ley de Mariotte o de Boyle. *Los volúmenes ocupados por la misma masa de gas a una temperatura constante, están en razón inversa de las presiones que dicha masa soporta.*

Ley de Gay Lussac o de Charles: *Cuando la presión es constante todos los gases aumentan su volumen, o disminuyen, en cantidades iguales, con el mismo aumento o disminución de temperatura, es decir, el volumen de los gases es directamente proporcional a la temperatura e inversamente proporcional a la presión.*

En consecuencia, el volumen de las moléculas en iguales condiciones es igual para todos los gases.

Entre las aplicaciones de la ley de Avogadro y Ampere, la más importante es la determinación de pesos moleculares y atómicos de los cuerpos, es decir, el peso relativo de las moléculas o átomos de los gases y vapores.

Para esto no es necesario aislar la molécula o el átomo: basta establecer el peso exacto de volúmenes iguales, un litro por ejemplo, de dichos gases, ya que volúmenes iguales contienen el mismo número de moléculas o átomos.

Si llamamos M el peso molecular, o el peso de una molécula del gas estudiado; P el peso de un litro del mismo gas, que será igual al peso de todas las moléculas contenidas en el litro; n el número de moléculas contenidas en un litro: tenemos: $P = Mn$.

Tomando un litro de otro gas cuyo peso molecular será M'; el peso de un litro P'; y siendo n el mismo número de moléculas, tenemos que $P' = M'n$.

Haciendo la relación entre el peso del litro de un gas y el peso de otro, así como los pesos de los citados litros en su equivalente molecular, tenemos $P/P' = Mn/M'n$, o sea $P/P' = M/M'$. Conociendo las cantidades M, P, y P' podemos calcular M', es decir que para hallar el peso molecular de un gas, basta que conozcamos el peso molecular de otro y el peso de un litro de cada gas.

El valor M es necesariamente arbitrario, convencional, pero determinado y fijo; el gas escogido convencionalmente como punto de comparación es el hidrógeno, cuyo peso molecular se representa por 2.016. Un litro de hidrógeno, pesa 0.09 gramos a 0° C. de temperatura y a 0.760 mm. de presión.

Luego, en $P/P' = M/M'$, $M' = 2.016$ y P' 0.09, de donde $P/0.09$ $M/2.016$; así: $M = P \times 2.016/0.09$, lo que es igual a $P \times 22.4$

El número 22.4 resulta de la relación entre el peso molecular del hidrógeno y el peso de un litro de hidrógeno, esta constante expresada en litros es el volumen del peso molecular del hidrógeno expresado en gramos, así como de cualquier otro gas, según la ley de Avogadro y Ampère. Es decir, que multiplicando el peso de un litro de gas cualquiera por el volumen molecular (22.4) da el peso molecular del cuerpo que se estudia.

Si queremos conocer, por ejemplo, el peso molecular del agua al estado gaseoso, hallamos primero el peso de un litro de vapor de agua en condiciones normales de presión y temperatura, el cual es 0.8035 gramos. Luego $M = 0.8035 \times 22.4$ o mejor 18 aproximadamente. De igual manera, pesando un litro de ácido clorhídrico que es 1.63 gramos, su peso molecular será $1.63 \times 22.4 = 36.5$. Recíprocamente, si conociendo el peso molecular de un gas o vapor, queremos hallar el peso de un litro del cuerpo al estado gaseoso, tenemos: $P = M/22.4$ Por ejemplo, el peso molecular del gas metano es 16; un litro de ese gas pesará $16/22.4 = 0.714$ gramos. El peso molecular de un gas expresado en gramos se llama molécula gramo, y el volumen correspondiente a este número de gramos es 22.4 litros, para todos los gases y vapores, llamándose este volumen, por consecuencia volumen molecular. Según cálculos de los físicos, el número de moléculas en una molécula gramo es de: $30.3 \times 10^{18} \times 22.412 = 6.8 \times 10^{23} =$ 6,000.-000,000.000,000.000,000. Se ha calculado que por c.c. de cualquier gas en las condiciones normales hay $27. \times 10^{18}$ (27 trillones) de moléculas, número que

constituye la constante de Loschmidt. En el litro son 27 mil trillones. Luego, cuando se da el peso de un litro del gas es suficiente multiplicarlo por la constante 11.2 para obtener el peso atómico.

Si en vez de tener el peso de un litro del cuerpo al estado gaseoso, tenemos la densidad (la densidad de los gases es comparada con respecto al aire a 0° C y a 0.760 m). El peso de un litro de aire es 1.292 gramos, que se toma como unidad. Si dividimos el peso de un litro de hidrógeno que es de 0.09 entre el peso de un litro de aire, tenemos la densidad del hidrógeno con respecto al aire:

$$0.09/1.292 = 0.0698$$

Aplicando la fórmula de la densidad $D=M/V$.

Remplazando el peso de un litro por las densidades respectivas en la fórmula para determinación de pesos moleculares tenemos la fórmula:

$$D : D' :: M : M'$$

siendo D' la densidad del hidrógeno y M' el peso molecular del hidrógeno, substituyendo estos valores, tenemos:

$$D : 0.0698 :: M : 2.016 \text{ de donde } M = D \times 2.016/0.0698$$

lo que es igual a $D \times 28.88$

Es decir, que el peso molecular de un gas cuando tenemos la densidad de él, se obtiene multiplicando esta densidad por la constante 28.88.

Cuando se desea obtener el peso atómico el resultado se divide entre dos para los gases cuyas moléculas gaseosas son biatómicas.

Ejemplo: La densidad del oxígeno es 1.1056, ¿cuál es el peso atómico?

M=1.1056 × 28.88 = 31.929728 o mejor aproximando 32. Su peso atómico es 32/2 = 16.

Pesos de litros y densidades de los principales cuerpos simples al estado gaseoso

(A 0° C de temperatura y a 0.760 M. de presión.)

Cuerpos:	Peso del litro:	Densidad:
Nitrógeno	1.25 grs.	0.967
Oxígeno	1.4286 grs.	1.1056
Azufre gaseoso	2.857 grs.	2.216
Flúor	1.696 grs.	1.300
Cloro	3.125 grs.	2.480
Bromo gaseoso	7.142 grs.	5.540
Vapor de agua	0.8035 grs.	0.6219 (1)
Hidrógeno	0.09 grs.	0.0698

9.—Electropositividad y electronegatividad relativas

Es un hecho completamente demostrado, que los átomos de los elementos, que son los cuerpos más simples que se conocen, están formadas por cargas eléctricas llamadas electrones, que giran alrededor de un núcleo de órbitas análogas a las que descri-

(1) El agua es un cuerpo compuesto, por el cálculo se ha reducido su vapor, para tener el peso de un litro a la temperatura de 0° C. y a una atmósfera de presión, para hacer ejercicios de determinación de pesos moleculares.

ben los planetas alrededor del sol. Es el átomo, según las concepción modernas, un sistema solar en pequeño en el cual giran, en vez de planetas, cargas eléctricas y en vez de sol existe un núcleo común a todos los átomos.

Las cargas eléctricas que se encuentran formando los átomos son de dos clases, positivas y negativas. En cada cuerpo, aún en el que exista el menor número de cargas eléctricas, se encuentra las dos clases de electricidad; cierto número de cargas eléctricas se neutraliza, a veces, en las órbitas interiores, dada la ley; de que electricidades contrarias se atraen e iguales se repelen; [pero algunas veces existe el mismo número de unas y otras y el cuerpo es indiferente a las acciones químicas, como pasa con los elementos de la columna cero (gases raros del aire)].

En otros casos predominan las electricidades positivas: el cuerpo es electropositivo y cuando se halla disociado en una sal, y se hace pasar la corriente eléctrica continua, se dirige al polo negativo de la pila; otras veces predominan las electricidades negativas, y el cuerpo es electronegativo y cuando está disociado en una sal, lo mismo que en caso anterior, se dirige al polo positivo de la pila. Tal es la ley de electricidades anteriormente citada.

En cada columna vemos, a excepción de la columna cero, que existen cuerpos simples tanto de electricidad positiva como negativa. Por un signo colocado a la izquierda del símbolo, sea un (+) o un (—), respectivamente; también podemos apre-

ciar que en la primera columna predominan en la parte superior los electropositivos y en la séptima los electronegativos; y de la primera a la séptima columna en las primeras líneas, van haciéndose menos positivos hasta llegar a un cuerpo que sirve de transición entre el electropositivo boro (Bo) y el electronegativo nitrógeno (N), tal es el carbono (C) y que tiene a la izquierda su símbolo, el signo $\pm$, al contrario de los elementos de la columna cero, que tienen un ($\mp$), siendo el ($\pm$), característico de los cuerpos intermediarios activos, mientras que el signo ($\mp$) de los indiferentes. Podemos así dividir los elementos desde un punto de vista mejor que en las clasificaciones antiguas, como la de metales y metaloides, que no es aplicable en ciertos casos. Así ocurre cuando se presentan cuerpos (antimonio Sb, bismuto Bi, boro Bo); que ciertos autores consideran como metaloides y otros como metales, no dando de ésto una explicación satisfactoria, ni una regla a qué atenerse. Por esta razón, me parece mejor hacer ver que la clasificación que a continuación propongo, basada en la electricidad de los elementos, puede explicar éstas anomalías aparentes al dividirlos en: electropositivos, indiferentes, intermediarios y electronegativos, según lo expuesto, tomándolos relativamente. Toda ciencia tiene sus bases y sus puntos de partida fundamentales.

Aquí comenzará por el elemento litio que es el que tiene su electricidad positiva en mayor grado, es decir, el elemento más positivo y se encuentra en la primera columna; a partir de éste, tanto para la

parte inferior de la columna como para la derecha, vemos que la electricidad positiva va atenuándose, pasando al fin a la electricidad negativa. Vemos en la parte inferior de la tabla, en la primera columna, elementos con el signo (—), tal es la familia secundaria (cobre Cu, plata Ag, oro Au); así también podemos apreciar que a medida que pasa de una columna a otra, o mejor dicho, a medida que la valencia aumenta, la electricidad se hace menos positiva y se transforma al llegar al carbono en electronegativa; de aquí empieza a aumentar esta electricidad, a medida que disminuyen las valencias, hasta la séptima columna, en donde se encuentra el flúor, el elemento más electronegativo que existe; y a medida que bajan en la tabla en la séptima columna, se ven los elementos electropositivos, como es la familia (manganeso Mn, renio Re, neodimio Nd, erbio Er). Parece aquí seguir el principio, *Natura non facit saltus,* al pasar de una electricidad a otra, gradualmente. Tenemos que son los elementos más en unos casos electropositivos y en otros electronegativos, siguiendo una relatividad respecto a los elementos citados (Li y Fl) y en las columnas en donde se encuentren vemos que los elementos que se hallan en la misma columna, en las tres primeras, son más electropositivos unos respecto a otros, a medida que se encuentran en la parte superior y más electronegativos los que se hayan en la parte inferior; siendo lo contrario en las cuatro últimas, más electronegativos los de la parte superior y más electropositivos los que aparecen en la parte inferior, en *igualdad de signos*

eléctricos. En cuanto a los que existen en distintas columnas, se puede decir que son más electropositivos los que se acercan más a la primera columna o se encuentran en ella y electronegativos los que se aproximan más a la séptima columna, a excepción de los elementos de la octava columna, que son electropositivos. Pondré algunos ejemplos de ambos casos: tomando elementos de la misma columna. Supongamos que se pudieran unir el sodio con el potasio, funcionará como electropositivo el sodio por estar en la parte superior de la columna, mientras el potasio como electronegativo; el glucinio con el magnesio, será electropositivo el glucinio y electronegativo el magnesio.

En la séptima columna tenemos cuando se une el cloro con el yodo, aquí el yodo funciona como electropositivo, mientras el cloro como electronegativo. En la quinta columna en la combinación del fósforo con el arsénico, éste último funciona como electropositivo mientras el fósforo funciona como electronegativo.

Tomando elementos de distinta columna.

Cuando se combinan el sodio con el boro, el electropositivo es el sodio por estar en la primera columna, mientras el boro es electronegativo; el azufre con el cloro, el electropositivo es el azufre, mientras el electronegativo es el cloro, por estar éste en la séptima columna. Para terminar de demostrar la relatividad de la electricidad de los elementos, pondré los ejemplos de las combinaciones: el boro y del carbono, y el carbono y el ni-

trógeno; en el primer caso el boro es el elemento electropositivo y el carbono es el electronegativo; pero en el segundo caso el carbono es el electropositivo y el nitrógeno el electronegativo, lo que nos prueba que el elemento carbono es electronegativo en el primer caso y electropositivo en el segundo. Cuando se unen el bromo y el selenio, y el selenio con el arsénico. En el primer caso el selenio es electropositivo mientras el bromo electronegativo y en el segundo el selenio es electronegativo, mientras el arsénico electropositivo, lo que nos prueba, como en el caso anterior, que el selenio como cualquier otro elemento no tiene una electropositividad o electronegatividad absoluta, salvo que se juzguen los elementos litio y flúor, pues más electropositivo que el litio ni más electronegativo que el flúor no existen.

La electropositividad o electronegatividad de casi todos los elementos depende de la electricidad del cuerpo con que se hallen combinados y es completamente relativa, no habiendo, por consiguiente, una división marcada en los elementos, porque ésta es imposible si no existe la relatividad.

Así como para pasar de una electricidad a otra en la clasificación periódica y de una línea a otra (llamaremos líneas las colocadas en sentido horizontal y columnas las verticales en la clasificación periódica), hay un intermedio (pues sirven de intermediarias entre las líneas por una parte los cuerpos indiferentes de la columna cero), así también para pasar de una columna a otra cuando en dichas co-

lumnas no existen, de la octava línea y tercer columna hasta la décima línea y cuarta columna elementos llamadas tierras raras que efectúan éste tránsito. Por lo que no se les colocan divisiones en esa parte de la tabla.

10.—Valencia. Cuerpos que presentan valencia multiple

Valencia, como su nombre lo indica, es el valor o capacidad de combinación de un cuerpo o radical expresado en átomos de hidrógeno que se toma por unidad.

Se explica por el número de electrones periféricos o cavidades que falten para completar ocho en la parte exterior del átomo para combinarse unos con otros.

Las valencias atendiendo a que tengan electrones o cavidades se dividen en positivas y negativas respectivamente. Las primeras por ceder electrones se escriben hacia la derecha del símbolo y las segundas por capturar electrones se escriben hacia la izquierda, según la electropositividad y electronegatividad relativas; las valencias únicamente se indican en las fórmulas esquemáticas. Las valencias semejan a manos, ganchos, o mejor botones (para las positivas) y ojales (para las negativas). Según la expresión de cierto autor, las valencias positivas se representan por manos de un sexo y las negativas por manos de otro; un individuo nulivalente (trata

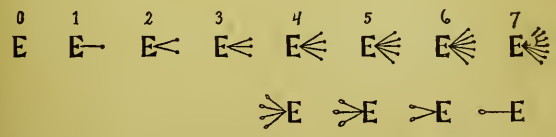
de individuos a los átomos) sería el representado por un mutilado, uno monovalente por un manco, un divalente por un individuo normal, etcétera.

El hidrógeno tiene la propiedad de unirse indistintamente con los elementos electropositivos y con los electronegativos, funcionando en el primer caso (1ª, 2ª, 3ª columna) como electronegativo y en el segundo caso como electropositivo (4ª, 5ª, 6ª, 7ª columnas).

Las valencias positivas ascienden de la 1ª a la 7ª columna, es una valencia por columna; es decir que los de la primera son monovalentes, los de la 2ª, divalentes, los de la 3ª, trivalentes.

Representando por la letra E el elemento de la columna:

Las valencias negativas comienzan de la 4ª columna en la cual tienen cuatro, a disminuir en una valencia por columna, es decir, los de la 4ª, tienen cuatro, los de la 5ª, tres, los de la 6ª, dos y los de la 7ª uno, así:



Los elementos de la octava columna, funcionan como positivos, después de algunos elementos de la familia principal de la 1ª columna, con dos y con

tres valencias, según el caso. Las valencias con respecto al hidrógeno no varían, ascienden de la 1ª a la 4ª columna en una valencia por columna (el hidrógeno es negativo) y disminuyen de la 4ª a la 7ª en una valencia por columna (el hidrógeno es positivo), de manera que hay dos columnas que tienen una valencia (1ª y 7ª), dos que tienen dos valencias (2ª y 6ª), dos que tienen tres valencias (3ª y 5ª) y una que tiene cuatro valencias (4ª columna); pero de signos contrarios. Los elementos de la columna 0 no tienen valencias, son nulivalentes.

Las valencias positivas, es decir, cuando se encuentran con un elemento electronegativo como lo es el oxígeno, ascienden en una valencia por columna de la 1ª a la 7ª columna, es decir, son monovalentes los de la 1ª columna y heptavalentes los de la 7ª columna. Las valencias se pueden indicar: por puntos, por acentos, por trazos, por ganchos, por números romanos etcétera.

Monovalentes, Divalentes, Trivalentes, etcétera.

Las valencias se suprimen generalmente en la escritura ordinaria de las fórmulas, suponiendo que el lector ya las conoce; sin embargo, se especifican en muchos casos.

VALENCIA MULTIPLE.—Es la propiedad que tienen algunos cuerpos de funcionar con la valencia de su columna y con la valencia o valencia de otras, así: el cobre funciona con una y con dos; el oro con una y con tres; el mercurio con una y con dos;

el estaño y el plomo con dos y con cuatro; las de la 5ª columna cuando obran como positivos con tres y con cinco; los de la 6ª, cuando obran como negativos con dos y con dos y con seis cuando obran como positivos; los de la 7ª, cuando obran como negativos con una y cuando obran como positivos con una y siete; los de la 8ª columna cuando obran como positivos con dos y con tres, y cuando obran como negativos con dos.

Esto es de los elementos mejor estudiados, sin embargo hay elementos de familias principales que pueden funcionar en algunos casos con las valencias de todas las columnas o de la mayor parte de las columnas (caso del potasio cuando se une con el azufre) y (del cloro cuando se une con el oxígeno), en el primer caso puede funcionar hasta con cinco valencias el potasio y en el segundo produce los siete compuestos correspondientes a cada una de las columnas.

Sólo pueden funcionar con valencia múltiple cuando obran los cuerpos como electropositivos, mientras que los electronegativos siempre funcionan con la menor valencia; lo que hay que tener en cuenta, para la notación química. Para la explicación de esta valencia múltiple, hay infinidad de teorías, pero ninguna explica de una manera satisfactoria todos los casos, tales teorías no corresponden a la extensión de estos tratados.

11.—Clasificación periódica de los elementos

Antes de comenzar hay que notar que dicho cuadro está formado por casillas, las cuales, tomadas horizontalmente, se llaman líneas, y verticalmente columnas, ambas son de interés. Haremos la descripción de las líneas, para después hablar de las columnas. En la parte superior del cuadro se encuentra una línea triple de casillas, de las cuales la primera, lleva una numeración desde el (0) hasta el (8), marcando cada número el de la columna que le corresponde, siendo la octava columna triple. En la parte inmediata inferior y correspondiendo a la numeración, hay nueve casillas en las que se encuentran dos líneas que contienen la letra (E), que quiere decir elemento de la columna a que se haga mención, la primera línea se encuentra la citada letra asociada a la letra (H) que representa al hidrógeno o a un elemento activo de carga electronegativa monovalente (halógeno), el que está unido a la letra (E) en proporciones que marcan un número colocado en la parte superior y a la derecha de la (H). Estas proporciones aumentan desde la primera columna a la cuarta y de aquí vuelven a disminuir en una valencia por columna (es decir, que los elementos colocados en la primera columna, tienen una valencia, los de la segunda dos, los de la tercera tres, los de la cuarta cuatro, los de la quinta tres, los de la sexta dos, los de la séptima uno y los de la octava, dos y tres).

CLASIFICACION PERIODICA

Ley: las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus pesos atómicos

CHANCOURTOIS

MENDELEEFF

0	1	2	3	4	5	6	7	8
E^0	$E\ H$ E^2O	$E\ H^2$ $E\ O$	$E\ H^3$ $E^2\ O^3$	$E\ H^4$ $E\ O^2$	$H^3\ E$ $E^2\ O^5$	$H^2\ E$ $E\ O^3$	$H\ E$ $E^2\ O^7$	$E\ H^2$ $E\ H^3$ $E\ O$ $E^2\ O^3$

1
1,008
$\pm H$
0,0698

1

2	2 4 ∓H_e 0,154	3 6,94 +L_{i7} 0,594	4 9,02 +G_{l5} 1,73	5 10,82 +B_o 2,45	6 12 ±C 3,5	7 14,008 —N 0,967	8 16 —O 1,1056	9 19 —F_l 1,265			
3	10 20,2 ∓N_e	11 22,997 +N_{a7} 0,972	12 24,32 +M_{g7} 1,75	13 26,97 +A_{l4} 2,56	14 28,06 ±S_i 2,49	15 31,04 —P_h 1,84	16 32,074 —S 2,07	17 35,457 —C_l 2,48			
4	18 39,94 ∓A 1,3775	19 39,104 +K_7 0,86	20 40,07 +C_{a6} 1,55	21 45,1 +S_c 3,86	22 47,9 +T_i 4,5	23 51 +V_3 5,5	24 52,01 +C_{r4} 6,92	25 54,93 +M_{n5} 7,3	26 55,84 +F_{e4} 7,84	27 58,97 ±C_{o5} 8,6	28 58,68 —N_{i5} 8,27
5		29 63,57 —C_{u2} 8,94	30 65,38 —Z_{n5} 6,9	31 69,72 —G_{a5} 5,907	32 72,6 —G_{e3} 5,47	33 74,96 —A_{s3} 5,7	34 79,2 —S_{e3} 4,8	35 79,946 —B_r 3,18			
6	36 82,9 ∓K_r 2,818	37 85,45 +R_{b7} 1,52	38 87,63 +S_{r6} 2,5	39 88,95 +Y_t 3,80	40 91,25 +Z_{r4}	41 93,1 +N_b	42 96 +M_{o3} 9,1	43 —R_e	44 101,7 +R_{u2} 13,26	45 102,9 ±R_{h2} 12,1	46 106,7 —P_{d2} 11,9

7		47 107,88 $-A_{g1}$ 10,5	48 112,4 $-C_{d2}$ 8,2	49 114,8 I_{n5} 7,42	50 118,7 $-S_{n3}$ 7,29	51 121,76 $-S_{b3}$ 6,72	52 127,5 $-T_{e3}$ 6,25	53 126,92 $-I$ 4,498		
8	54 130,2 $\mp X_e$	55 132,81 $+C_{s7}$ 1,88	56 137,37 $+B_{a6}$ 3,6	57 138,9 $+L_a$	58 140,25 $+C_{e4}$	59 140,92 $+P_r$	60 144,2 $+N_d$	61 145 $+I_{ll}$	62 150,43 $+S_a$	
9	63 152 $+E_u$	64 157,3 $+G_d$	65 159,2 $+T_b$	66 162,5 $+D_y$	67 163,5 $+H_o$	68 167,7 $+E_r$				
10	69 169,4 $+T_u$	70 173,5 $\pm Y_b$	71 175 $-L_u$	72 178,6 $-H_f$ 12,1	73 181,5 $-T_{a4}$ 14,40	74 184 $-W_3$ 17,2	75 $+M_a$	76 190,9 $-O_{s2}$ 22,47	77 193,1 I_{r3} 22,28	78 195,2 $-P_{t2}$ 21,4
11		79 197,2 $-A_{u3}$ 19,3	80 200,61 $-H_{g1}$ 13,596	81 204,39 $-T_{l1}$ 11,9	82 207,2 $-P_{b1}$ 11,35	83 209 $-B_{i2}$ 9,85	84 210 $-P_o$	85		
12	86 222 $\mp R_n$	87	88 225,97 $+R_a$	89 227 $+A_c$	90 232,12 $+T_{h4}$	91 234 $+U_x$	92 238,13 $+U_5$ 18,7			

En la segunda línea tenemos asociada la letra (E) a la (O), la que nos indica las combinaciones con el oxígeno, siempre poniendo de manifiesto las proporciones en que unen por los números colocados en la patre superior derecha, antes mencionada. Estas proporciones aumentan de la primera columna a la séptima en una valencia por columna, es decir, que en la primera tienen una valencia y en la séptima tienen siete. En las columnas pares se simplifican las fórmulas por lo que en la segunda columna, en vez de ser E^2O^2, es EO, porque mitad de dos es uno. En la columna O se encuentra una sola letra E y un cero en la parte superior, pues los elementos colocados allí son completamente inactivos a las combinaciones; por lo que se les llama nulivalentes. Terminado con esto el encabezamiento entraremos de lleno a la clasificación.

En toda la clasificación existen cuatro líneas: la primera que es numérica, indica el lugar que cada elemento lleva en el cuadro, el número de orden expresa además según la teoría electrónica, el número de electrones que posee cada átomo y se llama número atómico; la segunda también numérica indica el peso atómico del elemento, es decir, el peso de un átomo relacionado con el peso de un átomo de hidrógeno; la tercera línea es simbólica, está formada por letras que generalmente son una o dos de las principales del nombre del cuerpo o de su nombre latino o griego (se ponen a veces dos para evitar confusiones con otros elementos que también comienzan su nombre con la misma letra). De

estas letras la primera es mayúscula y la siguiente minúscula. A la izquierda llevan un signo que puede ser un más (+), un menos (—), un más menos (±), un menos más (∓), indicando con esto los de signo más que son electropositivos, los de signo menos electronegativos, los de un más menos intermediarios y las de un menos más intermediarios indiferentes, siendo estos últimos todos de la columna cero. Por último, en la cuarta línea tenemos otra numérica, que indica la densidad del elemento (si es sólido o líquido, con respecto al agua a 4° C. y si es gas con respecto al aire a 0° C y a 0.760 mm. de presión), para facilitar, esta última línea las densidades, que a veces se olvidan fácilmente y para demostrar que esta propiedad física está acorde con la periodicidad del cuadro en la mayor parte de los casos.

Tomando las líneas de las casillas, tenemos: en la primera línea que se marca por un número uno (1), colocado en la columna primera antes de la columna cero (0) de la clasificación, no se encuentra dividida en casillas como las demás y en el centro se encuentra el hidrógeno (H), que es el gas más simple hasta hoy conocido (atendiendo a sus cargas eléctricas), el menos pesado y por lo consiguiente, tiene que sobreponerse a todos los demás cuerpos, es el elemento que sirve de base para la determinación de pesos atómicos, cargas eléctricas, etcétera, parece ser el tránsito de la esencia de la materia (energía eléctrica), a la materia propiamente dicha, es el cuerpo activo que toma la electricidad positiva del núcleo materia y

tiene la electronegativa del helio (He), siendo por lo tanto, el tránsito de la energía eléctrica activa, a la materia inactiva (He). Posee únicamente un electrón girando alrededor del protón (núcleo), es monovalente porque puede ceder su carga negativa cuando se encuentra con un elemento electronegativo y su carga positiva del núcleo, cuando se encuentra con un elemento electronegativo, por consecuencia, es un elemento intermediario. Se le ha tomado como unidad para fijar los pesos atómicos de los elementos pero como la mayor parte de los autores están de acuerdo que el peso del oxígeno es 16 (diez y seis) veces más pesado que el hidrógeno, para que esto sea exacto se ha tenido convencionalmente que agregar la fracción 0'008 al peso atómico 1 (uno) del hidrógeno y así queda su peso igual a 1'008, subsanando de esta manera el desacuerdo que existía antes en los pesos atómicos, pues mientras unos tomaban el hidrógeno como gas de comparación, otros tomaban al oxígeno, habiendo así una diferencia que se ha suprimido, agregándole la citada fracción.

Este elemento está colocado sin corresponder a ninguna columna, porque analizando la multitud de clasificaciones periódicas de los principales autores, unos colocan el citado elemento en la columna cero. ¿Podrá ser posible que un elemento activo se coloque entre los indiferentes?

Otros lo colocan en la columna número uno, por ser monovalente, pero parece hasta cierto punto indebido porque en primer lugar, no forma período con el litio (Li), en segundo la electropositividad que

caracteriza a los elementos de la primera columna, no es comparable a la que posee el hidrógeno y en tercer lugar, las constantes físicas de este elemento no son las mismas que las de los elementos de la familia principal de la primera columna (elementos alcalinos), en consecuencia, no debe colocarse de ninguna manera en la primera columna. Por último, otros autores lo traen en la columna séptima, quizás por atribuirle la misma valencia, pero este puesto parece ser el más censurable de todos, pues es suficiente analizar las propiedades de los elementos halógenos (familia principal de la séptima columna), pues aunque el fluor (Fl) y el cloro (Cl), son gaseosos que es el único que concuerda, lo demás es completamente discordante, como sería posible que el hidrógeno siguiera el tercer principio de termoquímica, es decir, que el hidrógeno fuera más activo que los elementos colocados allí y desalojara a los elementos de la 7ª columna de sus combinaciones. Si tiene actividad suficiente para no colocarlo entre los ineptos, pero no el exceso de actividad de los elementos de las columnas 1ª y 7ª para que se pueda colocar en algunas de ellas, por lo que será mejor colocarlo en el centro de la línea, sin atender a ninguna división y tomarlo como la parte más simple y que por sus condensaciones resultan los otros elementos como ya en otro tiempo aseguraron infinidad de sabios, rechazándoles sus

teorías porque si esto sucediera, los pesos atómicos debían ser múltiplos exactos de la unidad, lo que no resulta con la mayor parte de los elementos, debido a la isotopía. Según sus electricidades son de notar en el cuadro los períodos siguientes:

Del $\pm$ H[1] al $\mp$ He[2]; del $\mp$ He al $\pm$ C y del $\pm$ C al $\mp$ Ne[3]; del $\mp$ Ne al $\pm$ Si y del $\pm$ Si al $\mp$ A[4]; del $\mp$ A al $\pm$ Co y del $\pm$ Co al $\mp$ Kr[5]; $\mp$ Kr al $\pm$ Rh y del $\pm$ Rh al $\mp$ Xe[6]; del $\mp$ Xe al $\pm$ Yb; y del $\pm$ Yb al $\pm$ Rn[7]; del $\mp$ Rn al U.

Sirviendo estos elementos de intermediarios entre una electricidad y otra, entre una y otra línea. Es de notar en las tres primeras líneas que los períodos son pequeños, y en las de en medio largos y en el final pequeño. Hay algunos autores que suponen que entre el helio y el hidrógeno existen otros elementos, pero mientras no se descubran no es posible asegurarlo. Los períodos eléctricos constan de elementos de una electricidad y otra, siendo la parte primaria de los elementos electropositivos y la secundaria la de los electronegativos, así tenemos:

1º—Primer período y único hidrógeno (H) piso K. No. de órbitas 1, No. de elementos. 1.

Parte intermediaria para pasar a la segunda línea (He).

2º—Período: Piso L. No. Orbitas 2. No. elementos 8.

Parte primaria Li, Gl, Bo.
Parte intermediaria C.

Parte secundaria N, O, Fl.

Parte intermediaria para pasar a la tercera línea Ne.

Tercer período: Piso M. No. de órbitas 3, No. de elementos 8.

Parte primaria Na, Mg. Al.

Parte intermediaria Si.

Parte secundaria Ph, S, Cl.

Parte intermediaria para pasar a la sexta línea, Kr.

Cuarto período: Piso N. No. de órbitas 3, No. de elementos 18.

Parte primaria K, Ca, Se, Ti, V, Cr, Mn, Fe.

Parte intermediaria Co.

Parte secundaria Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br.

Parte intermediaria para pasar a la sexta línea Kr.

Quinto período: Piso O. No. de órbitas 4. No. de elementos 18.

Parte primaria Rb, Sr, Yt, Zr, Nb, Mo, Ma, Ru.

Parte intermediaria Rh.

Parte secundaria Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I.

Parte intermediaria para pasar a la octava línea Xe.

Sexto período: Piso P. No. de órbitas 4. No. de elementos 32.

Parte primaria Cs, Ba, La, Ce, Pr, Nd, Di, Sm; Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tu.

Parte intermediaria Yb.

Parte secundaria Lu, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Pb, Tl, Bi.

Po. 83.

parte intermediaria para pasar a la décima segunda columna Rn.

Séptimo período: Piso Q. No. de órbitas 5. No. de elementos 6.

Parte principal y única: El elemento 87, Ra, Ac, Th, Ux, U.

Las diferencias se notan con mayor grado en las primeras líneas, siendo aquí en donde se puede decir que los elementos colocados a la izquierda electropositivos, se llaman METALES, y los de la derecha electronegativos METALOIDES, pero a medida que se desciende en el cuadro las diferencias van siendo menores, tal vez por la complejidad de la materia en ese grado. Esta función lineal es interesante en lo que se refiere a los análisis electrolíticos, a la electropositividad y electronegatividad relativas, pero no para el estudio especial de la química de los elementos, los que son dados de una manera exacta y segura por las funciones verticales (columnas que es lo que traen más o menos explicado los autores de Química). Siempre en la función vertical servirán las cargas eléctricas predominantes de cada elemento, para los períodos o familias tomándose ésta última palabra para evitar confusiones con los períodos anteriormente mencionados. En las familias o grupos de elementos que tienen el mismo signo colocados en la misma columna, tienen generalmente propiedades comu-

nes, su comportamiento químico casi igual, diferenciándose únicamente por una u otra propiedad especial.

En la columna cero, tenemos los elementos indiferentes y a la vez los que son intermediarios entre la mayor parte de las líneas, como ya se explicó. Poseen todos los signos (∓) teniendo todos el mismo signo, no existe más que una sola familia. Tales elementos son: *helio, neo, argo, cripto, xeno, radón* (gases raros al aire). La primera columna tiene como familia principal:

Litio, sodio, potasio, rubidio, cesio, europio, tulio y 87.

Familia secundaria:

Cobre, plata, oro.

Segunda columna: familia principal:

Glucinio, magnesio, calcio, estroncio, bario, gandolinio, iterbio, *radio.*

Familia secundaria:

Cinc, cadmio, mercurio.

Tercera columna: familia principal:

Boro, aluminio, escandio, itrio, lantano, terbio, lutecio, actinio.

Familia secundaria:

Galio, indio, talio.

Cuarta columna: familia principal:

Carbono, silicio, titano, circonio, torio.

Familia secundaria:

Germanio, *estaño,* hafmio, *plomo.*

Quinta columna: familia principal:

(A partir de esta columna, las familias principales están compuestas por los elementos electronegativos):

Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, tántalo, *bismuto.*

Familia secundaria:

Vanadio, niobio, cerio, disprosio, uranio X.

Sexta columna: familia principal:

Oxígeno, azufre, selenio, teluro, tugsteno, polonio.

Familia secundaria:

Cromo, molibdeno, presodinio, holmio, uranio.

Séptima columna: familia principal:

Flúor, cloro, bromo, yodo, renio y 85.

Familia secundaria:

Manganeso, masurio, neodinio, erbio, ecauranio.

Octava columna:

Columna (A) familia principal:

Hierro, rutenio, illinio.

Familia secundaria: Osmio:

Columna (B) familia principal:

Cobalto, rodio, samario.

Familia secundaria: Iridio

Columna (C) familia principal:

Níquel, paladio, platino.

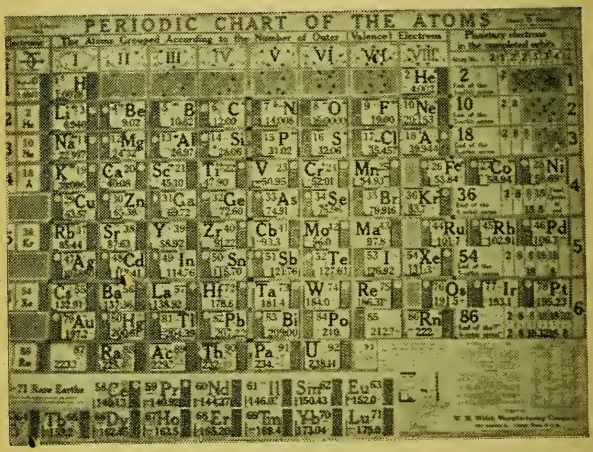


Fig. 5

---

(1) Los no clasificados en columnas, algunos elementos de las tierras raras, es decir, entre los intermediarios de una columna a otra, encontramos, entre la columna cero y la primera: europio y tulio. Entre la tercera y la cuarta: lantano, terbio, lutecio.

Los nombres en cursiva son los de los elementos principales, los mejor estudiados por la química, que se deben aprender en columnas y familias sin alterar su orden.

12.—Notación Química

Símbolos, fórmulas: a) Globales; b) Desarrolladas y c) Esquemáticas. Radicales

Es la parte de la Química que nos enseña a representar los cuerpos por medio de símbolos y fórmulas.

Cada cuerpo simple tiene una o dos letras que lo representan, que generalmente son las letras principales de su nombre, siendo la primera, mayúscula y la siguiente minúscula; éstas pueden también venir de nombres griegos o latinos, cuando los elementos o sus compuestos, se hubieren conocido desde la antigüedad.

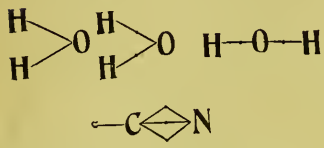
Teniendo cada cuerpo simple su símbolo, podemos, por unión de ellos, representar los cuerpos compuestos y las acciones que unos ejercen sobre otros; a manera de un abecedario, que es la base de la escritura de un idioma, se escriben sílabas, palabras y frases tales como las representaciones de los cuerpos binarios, ternarios, etcétera, y las reacciones químicas que pueden efectuarse entre ellos. Los cuerpos simples como se ha dicho, se representan por símbolos (letras), los compuestos por fórmulas y las reacciones por ecuaciones químicas. Fórmula es la representación simbólica de la composición de un compuesto o radical.

Las fórmulas pueden ser: empíricas o globales, si sólo indican la naturaleza y número de átomos que constituyen la molécula. Así tenemos las fórmu-

las: H^2O, y (CN) agua y cianógeno respectivamente. Racionales o desarrolladas son las que además de la empírica explican el modo hipotético de satisfacerse las valencias. Las fórmulas racionales de los cuerpos anteriormente citados pueden representarse así:

Agua: H—O—H; H.O.H; H—(OH)

Cianógeno: (C N); (C N)



Esquemáticas son las que hacen ver de una manera más comprensible la manera de unirse los cuerpos por medio de sus valencias.

Esterioquímicas son las fórmulas que representan los cuerpos simples por figuras geométricas espaciales, para explicar mejor la composición de las moléculas. Estas fórmulas se usan más en la química del carbono, en la cual este elemento se representa por un tetraedro, así la combinación del carbono con el hidrógeno se representa:

Las moléculas siempre tienen que estar cerradas, es decir, todas sus valencias satisfechas, pero cuando les falta valencias por saturar, forman los radicales o moléculas abiertas, que se encierran dentro de un paréntesis. Es necesario, en muchos casos, indicar la repetición de una molécula o radical. En el primer caso, se usa un coeficiente; en el segundo un exponente o subíndice que acompaña a un paréntesis en que se encierra el radical.

Así, por ejemplo: $3H^2O$ indica tres moléculas de agua; $Ca\ (CN)^2$ indica que el átomo de calcio, van unidos dos radicales cianógenos. Lo que se necesita para poder escribir fórmulas, es saber colocar los exponentes, que indican la cantidad de elementos que hay que tomar para que se unan sin que les sobren ni falten valencias, es decir, que se correspondan. Se consigue fácilmente, pues siempre cuando se tienen dos cuerpos de valencia diferente, lo que se trata es hallar el mínimo múltiplo común de dichas valencias y entonces el problema está resuelto, pues sólo se concreta al razonamiento que existe en el siguiente ejemplo, para ilustrar mejor el punto para la representación de la combinación del magnesio con el nitrógeno, de los cuales el magnesio tiene dos valencias y el nitrógeno tres, entonces se dice: el mínimo común múltiplo de dos y de tres es $2 \times 3 = 6$. ¿Cuántos magnesios de dos son necesarios para completar seis valencias y cuántos nitrógenos de tres, para completar el número de valencias (6)? Vemos que se necesitan tres de dos y dos de tres, para que se correspondan, quedando la fórmula empírica o global, así: Mg^3N^2 y la fórmula racional o esquemática:

Reglas para la escritura de fórmulas

Se escribe primero el elemento electropositivo, a continuación el elemento electronegativo (o radicales que hagan las veces de elementos); siendo los exponentes o subíndices las valencias invertidas.

(Estas valencias indican por un numerito colocado en la parte superior y a la derecha del símbolo, o en la inferior derecha del mismo, tomando en el primer caso el nombre de exponente y en el segundo el de subíndice, y nos muestra la cantidad de elemento que hay que tomar.) Cuando los cuerpos tienen las mismas valencias, solamente se colocan en el orden antes dicho sin exponentes o subíndices. La escritura primera del elemento electropositivo o del que haga sus veces, tiene por razón, no un simple capricho, como han creído algunos autores a los que les es indiferente colocar primero uno u otro elemento; y es que existiendo del lado izquierdo y primero en la clasificación periódica, los elementos electropositivos y después los electronegativos, es indispensable, para no alterar la naturaleza de los elementos en su clasificación, colocarlos en el orden mencionado anteriormente. Algunos autores traen primero el elemento electronegativo y después el electropositivo, quizás para favorecer así la nomenclatura; pero parece hasta cierto punto sin ninguna facilidad, pues es más correcto advertir en las reglas de nomenclatura que primero se lee el elemento electronegativo, etcétera, es decir, a la inversa de como está escrita la fórmula, porque a las reglas de nomenclatura pueden agregarse unas palabras, mientras que alterar el orden natural de los elementos desde el punto de vista de su clasificación, es censurable.

Respecto a la escritura de fórmulas, cuando se comienza a aprender química, es preferible ponerlas racionales o esquemáticas para que el estudiante

se dé cuenta exacta de la composición de los compuestos y después es fácil poner las empíricas o globales como las traen la mayor parte de los tratados.

Así como en el agua las dos valencias del oxígeno están saturadas por los dos hidrógenos monovalentes; en cambio, en el caso del cianógeno, le falta por saturar una valencia de las cinco del nitrógeno, pues las otras cuatro están saturadas con las del elemento carbono.

13.—Nomenclatura de los cuerpos compuestos

Es a Guyton de Morveau, Lavoisier, Foucroy, Berthollet, que se debe desde el año 1787, las bases y principios de la nomenclatura de la ciencia química, dando en tierra con nombres aplicados por la Alquimia a los cuerpos compuestos. Desde entonces se han dado y modificado las reglas para las denominaciones de los cuerpos citados. Es el agua uno de los compuestos más abundantes de la naturaleza y estando constituída por hidrógeno y oxígeno, las combinaciones con estos cuerpos reciben en parte, nombres que a veces se salen de las reglas respectivas. Sabemos que un cuerpo compuesto consta de dos elementos, que son los más simples, hasta cuatro y cinco, que son los más complicados,

teniendo presente que los compuestos que constan de dos elementos reciben el nombre de combinaciones BINARIAS, los de tres TERNARIAS; los de cuatro CUATERNARIAS, etc. De algunos cuerpos se toman sus raíces para agregarles terminaciones o anteponerles prefijos. Las principales de estas raíces son:

Elementos:	Raíces:
Hidrógeno	HIDR
Cobre	CUPR
Plata	ARGENT
Oro	AUR
Carbono	CARB
Estaño	ESTANN
Plomo	PLUMB
Nitrógeno	NITR
Fósforo	FOS o FOSFOR
Arsénico	ARSEN
Azufre	SUL o SULFUR
Manganeso	MANGAN
Hierro	FERR
Cianógeno	CIAN

Comenzaremos por las combinaciones más sencillas, que son las BINARIAS, que se dividen en tres grupos:

1º—No hidrogenadas ni oxigenadas;

2º—Hidrogenadas;

3º—Oxigenadas.

14.—Compuestos binarios

No hidrogenados ni oxigenados

1º—Combinaciones binarias no hidrogenadas ni oxigenadas. Hay tres casos:

a) Que se combine un elemento electropositivo con un electronegativo;

b) Que se combinen dos elementos electronegativos;

c) Que se combinen dos elementos electropositivos.

Caso *a)* Cuando se combina un elemento electropositivo con un electronegativo. Cuando se combina el elemento electropositivo sodio con el electronegativo cloro: Na Cl. Na Cl se lee CLORURO de sodio. De aquí sale la regla general para la lectura de estos compuestos.

Regla general para la lectura de fórmulas

Se lee la raiz o el nombre del elemento electronegativo seguido de la terminación Uro, de la preposición DE y del nombre del elemento electropositivo.

Cuando se encuentra combinado el elemento electropositivo calcio con el elemento electronegativo azufre, se lee:

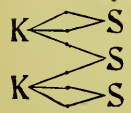
Ca <> S=CaS Sulfuro de calcio.

Si un elemento electropositivo se combina, según la ley de las proporciones múltiples con distintas cantidades de elemento electronegativo, se distin-

guen los diferentes compuestos que de ello resultan, anteponiéndoles a sus nombres genéricos las partículas: PROTO (que significa primero) o MONO (que significa uno); BI o DI (que significa dos); TRI (tres); TETRA (cuatro); PENTA (cinco); EXA (seis); HEPTA (siete) o PER (sobre); esta última denominación puede aplicar siempre al último compuesto, así sea el 2º, el 3º, 4º, etcétera. Indican estos prefijos las cantidades del elemento cuyo peso varía (elemento que funciona como electronegativo). Ejemplo: cuando se combina el elemento electropositivo potasio con el elemento electronegativo azufre, forma los compuestos siguientes, que se leen:

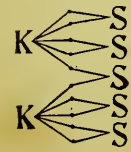
→ K^2S Proto o Mono Sulfuro de Potasio.

→ KS Bi o Di Sulfuro de Potasio.



→ $K^2 S^3$ Tri sulfuro de Potasio.

→ KS^2 Tetra Sulfuro de Potasio.

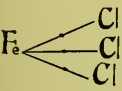


→ K^2S^5 Penta o Per Sulfuro de Potasio.

Cuando un elemento electropositivo forma con un elemento electronegativo dos combinaciones o dos compuestos, sobresalen de los que forman conforme la ley de las proporciones múltiples, se suprimen la proposición DE y se termina el nombre del electropositivo por las partículas OSO, para cuando tienen menor valencia, e ICO para cuando tienen mayor valencia, o también se les puede anteponer los prefijos PROTO y PER, anteriormente mencionados; ejemplo: cuando se une el elemento electropositivo hierro con el elemento electronegativo cloro se lee, en caso de cuando el hierro es divalente:

→ $FeCl^2$ → Cloruro Ferroso o Proto cloruro de hierro.

En caso de cuando el hierro es trivalente:



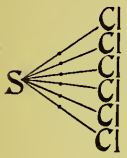
→ $FeCl^3$ Cloruro Férrico o Per cloruro de hierro.

Se emplea de preferencia la primera denominación, porque es la valencia del elemento electropositivo la que cambia, y por consiguiente, es el nombre del elemento que cambia de valencia el que se debe alterar.

Caso *b)* Cuando se combinan dos elementos electronegativos. Sigue la electropositividad y la electronegatividad relativa, funcionando uno de ellos

como electropositivo. Cuando se unen elementos de distinta columna, el azufre con el cloro, se aplica la última regla:

→ SCl^2 Cloruro sulfuroso.



→ SCl^6 Cloruro Sulfúrico.

Cuando se une el azufre con el selenio (elemento de la misma columna):

→ SeS Sulfuro selenioso.

→ SeS^3 Sulfuro selénico.

Caso *c)* Cuando se unen dos o más elementos electropositivos, reciben dichos compuestos el nombre de ALEACIONES y su nomenclatura es: la palabra aleación, seguida de la preposición DE y de los nombres de los cuerpos que lo forman, siguiendo la electronegatividad relativa, para mencionar primero los que hacen las veces de menos positivos, los cuales funcionan siempre con la menor valencia, ejemplo: Cuando se une el estaño y la plata (Ag^2Sn) Aleación de estaño y plata. Cuando se unen el cinc y el cadmio (ZnCd) Aleación de cadmio y cinc.

Cuando el elemento que actúa como electropositivo tiene valencia múltiple, se enuncia con las terminaciones antes indicadas, así: Cuando se une el cobre con la plata: Cu—Ag Aleación de plata cuprosa.

→ $CuAg^2$ Aleación de plata cúprica.

Cuando se une el estaño y el oro:

→ Au^2 Sn Aleación de estaño aurosa.

→ Au^2 Sn^3 Aleación de estaño áurica.

Hay aleaciones que reciben nombres especiales, adaptándose sin embargo, a la nomenclatura antes expuesta, así:

El cinc y el cobre forman el latón:

Cu^2 → Zn Aleación de cinc o latón cuproso.

Cu → Zn Aleación de cinc cúprica o latón cúprico.

El estaño y el cobre forman el bronce, así:

Sn→ Cu^2 Sn Aleación de estaño o bronce cuproso.

Zn→ CuSn aleación de estaño cúprica o

bronce cúprico. El cinc, cobre y níquel forman la plata alemana: NiCuZn. El antimonio, el estaño y el cobre forman el metal inglés, Cu SnSb. En las aleaciones en que interviene el mercurio, este elemento funciona siempre como elemento electronegativo; se lee primero con el nombre de AMALGAMA, funciona siempre el mercurio con la menor valencia, y sigue siempre las reglas generales así:

El mercurio con la plata: AgHg Amalgama de plata.

El mercurio con el oro: AuHg Amalgama aurosa y $AuHg^3$ Amalgama áurica.

Las cantidades de mercurio que se indiquen en las fórmulas pueden aumentar sin ninguna regla, debido a que el mercurio disuelve el compuesto, por lo que no puede atender a la valencia para establecer las fórmulas de las amalgamas que se encuentran disueltas en exceso de mercurio, y de aquí que varía mucho el número de átomos de mercurio que entran en las diversas fórmulas de amalgamas. Cuando en una aleación entran más de dos cuerpos, el último se enlaza con los primeros por medio de la preposición Y. Ejemplo, cuando se une el potasio, el sodio y el mercurio, se lee: NaKHg Amalgama de potasio y sodio.

15.—Compuestos binarios

Hidrogenados

Hay dos casos:

a) Que el hidrógeno se combine con un elemento electropositivo;

b) Que el hidrógeno se combine con un elemento electronegativo.

En ambos casos hay que aplicar la regla general de la lectura de fórmulas, solamente que hay que atender a que en el primer caso, el hidrógeno actúa como electronegativo por encontrarse con un elemento electropositivo y en el segundo como electropositivo por encontrarse con un elemento electronegativo.

Ejemplos: Cuando el hidrógeno se encuentra unido con el elemento electropositivo calcio CaH^2, se lee Hidruro de calcio. Cuando el hidrógeno actúa como electropositivo en combinación con uno de los elementos de las familias principales de la sexta (a excepción de su combinación con el oxígeno) y séptima columna, sus compuestos tienen propiedades iguales a los ácidos, por lo que se les llama hidrácidos y su nomenclatura es: La palabra ácido, la raíz del elemento electronegativo y la terminación hídrico, ejemplo: La combinación del azufre con el hidrógeno H^2S, se lee ACIDO sulfHIDRICO. Sin embargo, estos compuestos pueden llamarse sulfuro de hidrógeno y cloruro de hidrógeno, aunque esta nomenclatura no está generalizada.

16.—Compuestos binarios

Oxígenados

Antes hay que hacer la advertencia que es el oxígeno, después del flúor, el elemento más electronegativo que existe, ocupa el segundo grado de electronegatividad; por consiguiente, siempre es electronegativo, en las fórmulas de sus compuestos se escribe a la derecha, se lee primero y funciona con su menor valencia (su valencia negativa dos). Los compuestos oxigenados cuando no se combinan con el agua tienen la nomenclatura siguiente:

La palabra OXIDO, la preposición DE y el nombre del elemento con el que se halla combinado el oxígeno. Ejemplos: cuando el oxígeno se une con la plata Ag^2O, se lee óxido de plata; con el cinc, ZnO, óxido de cinc y todos los compuestos oxigenados de las familias secundarias de todas las columnas y los compuestos oxigenados de la familia principal de la octava columna tienen con algunas excepciones la misma nomenclatura.

Si se une el oxígeno en distintas proporciones con un elemento, se antepone a sus nombres las partículas PROTO o MONO, BI o DI, TRI, TETRA, PENTA, EXA, EPTA o PER, como en el caso de las combinaciones BINARIAS NO HIDROGENADAS NI OXIGENADAS; ejemplo: cuando se une el elemento cobre con el oxígeno, se lee: Cu^2O óxido cuproso; CuO óxido cúprico, cuando el cobre funciona con una y con dos valencias respecti-

vamente. Estos compuestos oxigenados reciben el nombre de óxidos indiferentes porque no se unen con el agua. Cuando los óxidos se combinan con el agua para dar compuestos ternarios (compuestos oxigenados de las familias principales), se pueden dividir para su nomenclatura en:

a) Que el compuesto oxigenado sea de un elemento electropositivo;

b) Que el compuesto sea de un elemento electronegativo.

Caso *a)* Cuando el óxido es de un elemento electropositivo (óxidos de los elementos de las familias principales de la 1ª, 2ª y 3ª columna), se lee la palabra OXIDO, seguido de la palabra BASICO, de la preposición DE y el nombre del elemento electropositivo, así: el compuesto del oxígeno con el potasio K^2O, se lee OXIDO BASICO de potasio; el oxígeno con el calcio CaO se lee OXIDO BASICO de calcio; el de oxígeno con el aluminio Al^2O^3, se lee OXIDO BASICO de aluminio (se exceptúa aquí el compuesto oxigenado del boro al que se aplica el caso *b)*. Estos óxidos con el agua producen hidróxidos o bases y de aquí su nombre.

Caso *b)* Cuando el óxido es de un elemento electronegativo (óxidos de los elementos de las familias principales de la 4ª, 5ª, 6ª y 7ª columnas), reciben la nomenclatura siguiente: la palabra ANHIDRIDO, el nombre o raíz del elemento electronegativo y su terminación correspondiente. Los anhidridos se unen con el agua para dar ácidos. Cuando de un elemento sólo existe un anhidrido lleva su nombre

terminado en ICO, por ejemplo: el anhidrido del elemento carbono, CO^2, recibe el nombre de ANHIDRIDO CARBONICO y así todos los anhidridos de los elementos de la cuarta columna. El oxígeno puede formar con los elementos de las cuatro últimas columnas, diferentes compuestos de cada elemento siguiendo la ley de las proporciones múltiples de Dalton, estos compuestos reciben el nombre de términos de oxidación. El primer término es aquel en el cual el elemento electronegativo funciona con una valencia, como si fuera de la primera columna:

1-) E^2O

El segundo término funciona con dos valencias, tal como si fuera de segunda columna:

2-) EO

El tercer término funciona con tres valencias, tal como si fuera de la tercera columna:

3-) E^2O^3

etcétera, hasta la séptima columna, en que es el séptimo término:

7-) E^2O^7

que es el mayor término de oxidación.

REGLA: Son ahidridos los términos pares en las columnas pares (4^a y 6^a) y los términos impares en las columnas de número impar (5^a y 7^a) con algunas excepciones (en las columnas 4^a, 5^a, 6^a y 7^a en los elementos de familias principales). Antes de seguir adelante, hay que advertir que en los compuestos oxigenados de los elementos de las columnas an-

teriormente mencionadas, hay que atender a dos nomenclaturas: 1ª, la nomenclatura de los anhídridos; y 2ª, la nomenclatura de los óxidos (compuestos que no se combinan con el agua).

1ª—Si existen varios anhídridos del mismo elemento se leen como cuando se combina un elemento electropositivo con distintas proporciones de electronegativo, terminando el nombre del elemento por las partículas OSO para cuando el anhídrido está comprendido en los cuatro primeros términos de oxidación; e ICO para cuando está comprendido en los tres últimos. Pero a veces existen anhídridos que tienen menos oxígeno que al que le corresponde la terminación OSO, y más oxígeno que al que le corresponde la terminación ICO, entonces hay que anteponerles al nombre o raíz del elemento electronegativo, las partículas HIPO para cuando tiene menos oxígeno y PER para cuando tiene más oxígeno, siempre terminando el nombre por las partículas OSO o ICO respectivamente. (El prefijo HIPO significa debajo y PER sobre). Ejemplos de estos casos los tenemos en los compuestos oxigenados del cloro.

1)	Cl^2O	Anhídrido HIPOclorOSO
2)	ClO	
3)	Cl^2O^3	Anhídrido ClorOSO
4)	ClO^2	
5)	Cl^2O^5	Anhídrido ClórICO
6)	ClO^3	
7)	Cl^2O^7	Anhídrido PERclórICO

Entre las excepciones tenemos:

1ª—Los elementos de la cuarta columna sólo tienen un anhídrico, que a pesar de estar comprendido en los cuatro primeros términos de oxidación, termina en ICO. Los elementos pueden tener, como términos de oxidación, hasta el número de la columna a que pertenecen y algunas veces hasta dos términos más como pasa con el anhídrido percarbónico CO^3, que a pesar de ser un compuesto oxigenado llega hasta el sexto término.

2ª—Los compuestos oxigenados del nitrógeno de la quinta columna, llegan hasta seis, su primer término no es anhídrido pero sí lo es el sexto.

Así:	Nomenclatura anhídridos:	Nomenclatura óxidos:
1–)	N^2O	Protóxido de nitrógeno.
2–)	NO	Bióxido de nitrógeno.
3–)	N^2O^3 Anhídrido nitroso	
4–)	NO^2	Peróxido de nitrógeno.
5–)	N^2O^5 Anhídrido nítrico	
6–)	NO^3 Anhídrido pernítrico	

3ª—Todos los términos de oxidación de la sexta columna llegan hasta el séptimo, siendo el último anhídrido a pesar de no ser número par.

4ª—Todos los términos pares se simplifican a excepción del segundo término de oxidación del hidrógeno H^2O^2 (peróxido de hidrógeno) y del segundo término de oxidación del azufre S^2O^2 (anhídrido hiposulfuroso).

5ª—El término de oxidación número cinco del elemento manganeso (Mn^2O^5) de la séptima columna no es el anhídrido mangánico como lo es el clórico (Cl^2O^5), también de la séptima columna, sino el sexto término MnO^3.

17.—Compuestos ternarios

Hidróxidos o bases

1ª—Hidróxidos o bases;

2ª—Acidos (oxácidos);

3ª—Sales (que pueden ser desde binarias hasta quinarias).

Hidróxidos

Hidróxidos, llamados también bases porque resultan de la combinación de un óxido básico con el agua, son: COMPUESTOS DE UN ELEMENTO ELECTROPOSITIVO (I) CON EL RADICAL HIDROXILO (II), EL QUE PUEDE SER SUBSTITUIDO POR ELEMENTOS ELECTRONEGATIVOS (III) O POR LAS RADICALES ACIDOS (IV) PARA FORMAR LAS SALES (V).

El radical hidróxilo u oxidrilo (OH), resulta de quitarle un hidrógeno a la fórmula de la molécula de agua H-(OH), es monovalente y eletronegativo (por ser la valencia del oxígeno la que le queda para unirse con otros cuerpos). Con los elementos electropositivos monovalentes se combina un hidróxilo:

$$\underset{(I)}{L_i}-\underset{(II)}{(OH)};\ \underset{(I)}{N_a}-(OH);\ \underset{(I)}{K}(OH)$$

Con los elementos electropositivos divalentes se combinan dos hidróxilos.

$$\underset{(I)}{Mg(OH)^2}\quad \underset{(I)}{Ca(OH)^2}\quad \underset{(I)}{Ba(OH)^2}$$

Con los elementos electropositivos trivalentes se combinan tres hidróxilos:

$$Al(OH)^3$$
(I)

Resultan los hidróxidos de la unión de un óxido básico con el agua:

$Na^2O + H^2O \rightarrow Na^2 (O^2H^2)$ { o mejor simplificando $2Na (OH)$

$CaO + H^2O \rightarrow Ca (OH)^2$

$Al^2O^3 + 3H^2O \rightarrow 2Al(OH)^3$

Si en el hidróxido de sodio Na(OH) substituímos el (OH) por el elemento electronegativo cloro, tenemos: NaCl, que es la sal común (III) y si lo substituímos por un radical ácido nos queda otra sal (IV).

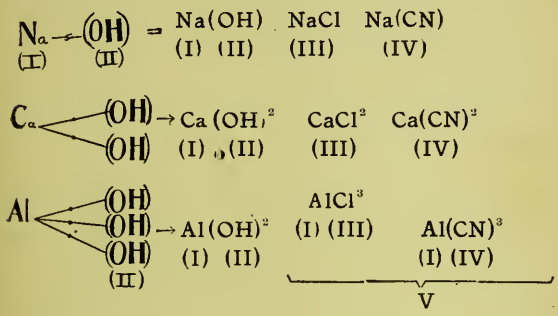
La nomenclatura de los hidróxidos es la palabra HIDROXIDO, la preposición DE y el nombre del elemento electropositivo, así:

Li(OH) se lee HIDROXIDO de litio.

Algunos hidróxidos reciben nombres antiguos que no atienden a ninguna regla, así: a los hidróxidos de los elementos sodio, potasio, calcio y bario, los llamamos comúnmente soda o sosa, potasa, cal, barita, respectivamente. Tíenen los hidróxidos la propiedad de ser cáusticos y de aquí que se agregue la palabra cáustica al nombre corriente del hidróxido, así se dice: sosa cáustica.

Estos cuerpos tienen la propiedad de hacer cambiar el tinte de ciertas substancias orgánicas, así: la fenolptaleína incolora la vuelve roja; el tornasol rojo la vuelven azul, el naranja de metilo rojo lo vuelven amarillo.

Cuadro que sirve para demostrar los números de la definición de hidróxidos.



18.—Compuestos ternarios

Oxácidos

Acidos, llamados también oxácidos en contraposición a los hidrácidos que carecen de oxígeno: COMPUESTOS DE HIDROGENO (I), EN LOS QUE ESTE ELEMENTO PUEDE SER SUBSTITUIDO POR CUALQUIER ELEMENTO ELECTROPOSITIVO (II), PARA FORMAR LAS SALES (III).

H—Cl	NaCl	NaCl
(I)	(II)	(III)

Estos cuerpos tienen sabor agrio y su nombre se deriva del latín ACIDUS; resultan de la unión de los anhídridos con el agua:

$Cl^2O + H^2O \rightarrow H^2(Cl^2O^2)$ simplificada $2H(ClO)$
$Cl^2O^3 + H^2O \rightarrow H^2(Cl^2O^4)$ simplificada $2H(ClO^2)$
$Cl^2O^5 + H^2O \rightarrow H^2(Cl^2O^6)$ simplificada $2H(ClO^3)$
$Cl^2O^7 + H^2O \rightarrow H^2(Cl^2O^8)$ simplificada $2H(ClO^4)$

Cambian el tinte de ciertas substancias orgánicas, el tornasol azul lo vuelve rojo, la fenolptaleína enrojecida por los hidróxidos la decoloran, actúan sobre los carbonatos con gran efervescencia por el anhídrido carbónico que hacen desprender.

Su nomenclatura es la palabra ácido, seguida del nombre del anhídrido, de donde proviene, así: el ácido del anhídrido hiposulfuroso S^2O^2, se lee ácido hiposulfuroso ($S^2O^2 + H^2O = H^2(S^2O^3)$; el ácido del anhídrido selenioso SeO^2, se lee ácido selenioso ($SeO^2 + H^2O = H^2(SeO^3)$; el ácido del anhídrido nítrico N^2O^5, se lee ácido nítrico ($N^2O^5 + H^2O = H^2(N^2O^6)$, simplificando $2H(NO^3)$; el ácido del anhídrido percarbónico CO^3 se lee ácido percarbónico ($CO^3 + H^2O = H^2(CO^4)$.

A veces el mismo anhídrido se combina con distintas moléculas de agua para hacer distintos ácidos, entonces se le antepone al nombre del ácido las partículas META, PIRO y ORTO, según se combine el anhídrido con una, con dos o con tres moléculas de agua respectivamente. Los mejores ejemplos los tenemos en los ácidos de los anhídridos

de los elementos de la familia del fósforo (fósforo, arsénico y antimonio), que son los más generalizados y mejor estudiados.

Del anhídrido fosfórico Ph^2O^5 resultan los ácidos:

$$Ph^2O^5 + H^2O \rightarrow H^2(Ph^2O^6) \begin{cases} \text{simplificando } 2H(PhO^3) \\ \text{ácido metafosfórico.} \end{cases}$$

$$Ph^2O^5 + 2H^2O \rightarrow H^4(Ph^2O^7) \begin{cases} \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots \\ \text{ácido pirofosfórico.} \end{cases}$$

$$Ph^2O^5 + 3H^2O \rightarrow H^6(Ph^2O^8) \begin{cases} \text{simplificando } 2H^3(PhO^4) \\ \text{ácido ortofosfórico.} \end{cases}$$

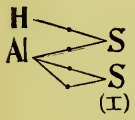
Existen otros anhidridos de otros elementos, que llevan en sus nombres las partículas antes mencionadas, pero su cantidad de agua varía en algunos casos, no habiendo entonces una regla bien determinada, pues parece estar la citada nomenclatura al capricho de los autores, siendo además los mencionados ácidos en su mayor parte, de composición y fórmulas no bien determinadas y discutidas. Los ácidos atendiendo al número de hidrógenos substituíbles que poseen se dividen en monobásicos, bibásicos, tribásicos, etcétera, según tengan uno, dos, tres, etcétera, hidrógenos substituíbles.

Algunos ácidos no tienen substituíble todo el hidrógeno de su molécula, así, el ácido ortohipofosforoso $H^3(PhO^2)$ sólo un hidrógeno tiene substituíble y su fórmula racional es $H\,(PhO^2H^2)$, indicando así con el hidrógeno que está afuera del paréntesis su basicidad; el ácido ortofosforoso solamente tiene dos hidrógenos substituíbles y su fórmula racional es $H^2(PhO^3\,H)$. Lo mismo pasa con sus derivados del arsénico y del antimonio.

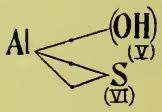
19.—Compuestos ternarios, cuaternarios, etc.

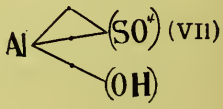
Sales

SALES SON CUERPOS QUE RESULTAN DE LA SUBSTITUCION TOTAL (I) O PARCIAL (II), DEL HIDROGENO DE LOS ACIDOS, POR UNO (III) O MAS (IV) ELEMENTOS ELECTROPOSITIVOS; O DE LOS HIDROXILOS DE LOS HIDROXIDOS (V) POR ELEMENTOS ELECTRONEGATIVOS (VI) O POR RADICALES ACIDOS (VII).



KHS (III)
(II)
$KAlS^2$
(IV)





Se obtienen las sales

a) Por la acción de los ácidos sobre los elementos:

$$\overset{+}{Zn} + \overset{+}{H^2}(\overset{-}{SO^4}) \rightarrow \overset{+}{Zn}(\overset{-}{SO^4}) + 2\overset{+}{H}$$

b) Por la acción de los ácidos sobre los óxidos de los elementos:

$$\overset{+}{Zn}\overset{-}{O} + \overset{+}{H^2}(\overset{-}{SO^4}) \rightarrow \overset{+}{Zn}(\overset{-}{SO^4}) + \overset{+}{H^2}\overset{-}{O}$$

c) Por la acción de los ácidos sobre los carbonatos de los elementos:

$$\overset{+}{Zn}\overset{-}{(CO^3)} + \overset{+}{H^2}\overset{-}{(SO^4)} \rightarrow \overset{+}{Zn}\overset{-}{(SO^4)} + \overset{+}{H^2}\overset{-}{O} + \overset{+}{C}\overset{-}{O^2}$$

d) Por la acción de los ácidos sobre los hidróxidos:

$$\overset{+}{Na}\overset{-}{(OH)} + \overset{+}{H}\overset{-}{Cl} \rightarrow \overset{+}{Na}\overset{-}{Cl} + \overset{+}{H^2}\overset{-}{O}$$

Por la substitución del hidrógeno de los ácidos o del hidróxilo de los hidróxidos hay cuatro casos:

I Que el hidrógeno sea totalmente substituído.

Sales neutras (I)

II Que el hidrógeno sea parcialmente substituído.

Sales ácidas (II)

III Que el hidrógeno sea substituído por dos elementos.

Dobles (III)

IV Que los hidróxilos de los hidróxidos sean parcialmente substituídos.

SAL BASICA (VI y VII)

De los casos anteriores de cada uno, existen tres divisiones:

a) Cuando el nombre del ácido termina en HIDRICO el de la sal termina en URO;

b) Cuando el nombre del ácido termina en OSO el de la sal termina en ITO;

c) Cuando el nombre del ácido termina en ICO el de la sal termina en ATO.

Caso *a)* Es el mismo de las combinaciones binarias no hidrogenadas ni oxigenadas. Para los otros casos la nomenclatura que forma el ácido, la terminación correspondiente, la preposición DE y el nombre o elemento de los elementos electropositivos que substituyan al hidrógeno, siguiendo la electropositividad relativa.

Caso *b)* Una sal del ácido nitroso $H(NO^2)$ se llama nitrito; ejemplo: $Na(NO^2)$ nitrito de sodio.

Caso *c)* Una sal del ácido nítrico $H(NO^3)$ se llama nitrato; ejemplo: $K(NO^3)$ nitrato de potasio.

(I) Para las sales neutras. Hay cuerpos que se combinan en dos proporciones distintas para dar diferentes sales, se sigue siempre la regla general que para las combinaciones binarias no hidrogenadas ni oxigenadas se dió en un principio, es decir, terminar el nombre del elemento electropositivo por las partículas OSO o ICO para cuando el elemento tenga menor o mayor valencia, suprimiendo en ambos casos la preposición DE, ejemplo: cuando se combina el ácido sulfúrico con el mercurio, se lee:

$\overset{+}{Hg}^2(\overset{-}{SO^4})$ es decir que el mercurio tenga una valencia sulfato mercurioso; $\overset{+}{Hg}(\overset{-}{SO^4})$ cuando el mercurio tiene dos valencias sulfato mercúrico.

(II) Para las sales ACIDAS: se llaman así por tener propiedades comunes a los ácidos, sabor y reacción al tornasol; su nomenclatura varía de la nomenclatura de las sales neutras, en que se interpone el nombre de la sal y la preposición DE la pa-

labra ACIDO, ejemplo: cuando se combinan incompletamente el ácido sulfúrico con el elemento sodio se dice: $\overset{+}{Na}\overset{+}{H}(\overset{--}{SO^4})$ sulfato ácido de sodio.

Cuando el ácido tiene valencia superior a dos y se une con elementos de menor valencia que él, puede dar distintas sales ácidas, y entonces es común designar dichos compuestos con el nombre de la sal, seguido del nombre del elemento electropositivo, precedido de las partículas MONO, BI, TRI, etcétera. Por ejemplo: cuando se une el ácido ortofosfórico con el sodio, se dice:

$NaH^2(PhO^4)$ Ortofosfato monosódico u ortofosfato diácido de sodio.

$Na^2H(PhO^4)$ Ortofosfato disódico u ortofosfato monoácido de sodio.

$Na^3(PhO^4)$ Ortofosfato trisódico u ortofosfato de sodio.

Se puede interponer entre el nombre de la sal y la proposición DE las palabras MONOACIDO, DIACIDO, etcétera, según el número de hidrógeno que falte por sustituir.

(III) Para las sales DOBLES: cuando dos elementos substituyen al mismo tiempo el hidrógeno del ácido, se interpone entre el nombre de la sal y la proposición DE la palabra DOBLE y los nom-

bres de los elementos electropositivos, siguiendo la electropositividad relativa; ejemplo: cuando se combinan dos elementos, aluminio y potasio, con el ácido sulfúrico para producir el corrientemente llamado alumbre, es decir, que el aluminio desaloja una parte del hidrógeno y el potasio otra; se lee:

$KAl\ (SO^4)^2$ Sulfato doble de aluminio y potasio.

(IV) Para las sales BASICAS: Cuando los hidroxilos de los hidróxidos no son totalmente substituídos por elementos electronegativos o radicales ácidos, la sal tiene el radical (OH) hidroxilo y se dice que es una sal básica, se interpone entre el nombre de la sal y la preposición DE la palabra BASICO, precedida de la partícula MONO, BI, TRI, etcétera, según el número de hidroxilos que falten por substituir así en el ejemplo del ácido nítrico con el hidróxido bismutoso tenemos dos nitratos básicos de bismuto:

$Bi\ (OH)^2\ (NO^3)$ Nitrato bibásico de bismuto.
$Bi(OH)\ (NO^3)^2$ Nitrato monobásico de bismuto.

Estas sales son básicas, a pesar de no tener una reacción alcalina marcada, pues al contacto del agua se hidrolizan y dan reacción contraria, es decir, ácido, porque depende de la basicidad la fuerza del ácido que está unido al hidróxido, para producir la reacción.

20.—Mezcla y combinación

Diferencia entre una y otra

—Mezcla es la unión poco íntima de dos o más cuerpos, formada sin manifestación de energía, sin atender a ninguna proporción, conservando las propiedades de los cuerpos que se unen, que son fácilmente separables por medios puramente físicos. Si es un sólido y un líquido, solamente disolviendo el sólido en el líquido, teniendo algunas veces que elevar un poco la temperatura de éste para que la mezcla se efectúe, y previamente reducido el sólido a polvo.

Si son dos líquidos, se elevará la temperatura para que se disuelva o se tendrá en un continuo movimiento, o se suspenderá si no es soluble, mediante otro cuerpo generalmente mucilaginoso.

Si son dos gases, se unirán, favoreciendo la mezcla por la presión.

Se pueden mezclar en el primer caso: azufre en polvo y limaduras de hierro; en el segundo: azúcar y agua; en el tercero: ácido clorhídrico y agua; en el cuarto: alcohol y agua o aceite y agua; en el quinto: el hidrógeno y cloro en la obscuridad. Los componentes de una mezcla conservan sus propiedades características, por lo que se concibe fácil-

mente su separación, las propiedades de la mezcla son las mismas que las de los cuerpos que la forman.

Así en el caso del hierro y el azufre, si se toma una lente potente, o mejor un microscopio, se ven pequeñas partículas de hierro brillantes y el azufre color amarillo, fácilmente separable por un imán que atrae al hierro, o por el disolvente del azufre (sulfuro de carbono).

En el caso del azúcar y el agua, esta mezcla presenta siempre las propiedades de ambos cuerpos. Y así en los otros casos, del ácido clorhídrico y el agua, del alcohol y el agua, del hidrógeno y el cloro secos en la obscuridad. Se puede separar el azúcar del agua evaporando esta última. El ácido clorhídrico, calentando la solución; el alcohol y el agua absorbiendo ésta por un agente químico, deshidratante y destilándolo; el hidrógeno del cloro, por tabiques porosos mediante la difusión.

COMBINACION. — Es la unión de dos o más cuerpos con manifestación de energía, atendiendo a leyes (leyes de las combinaciones), dando cuerpos de propiedades distintas de sus componentes y no separables por procedimientos físicos.

La combinación es un fenómeno puramente químico; pues el tercer cuerpo que resulta, es de la unión íntima de los átomos; con propiedades diferentes a las de los compuestos.

Para que una combinación se efectúe deben preferirse los estados en que no exista cohesión, es decir, primero el gaseoso, después el líquido y por último el sólido, que es donde las moléculas y átomos tienen menos libertad de actuar. Para no citar muchos ejemplos, tomaremos el primero del caso anterior. El hierro y el azufre. Si ponemos mezclados en un frasco, 32 partes de azufre y 56 de hierro (cantidades correspondientes a sus pesos atómicos), estando el hierro en limaduras, y agregando agua caliente en cantidad suficiente para hacer una pasta, la que revolvemos un poco con un agitador y tapamos el frasco con un tapón atravesado por un tubo de vidrio terminado en punta por la parte superior; al poco tiempo se notará abundante desprendimiento de vapor de agua (volcán de Lémery), el azufre y el hierro se habrán combinado, produciendo sulfuro de hierro con desprendimiento de calor según la ecuación:

$$\overset{+}{Fe} + \overset{-}{S} \rightarrow \overset{+}{F}e\overset{-}{S}$$

La misma reacción se efectúa, si colocamos la mezcla en un tubo de ensayo y la calentamos para iniciar la reacción, vemos una brasa continuar por todo el resto de la masa. El siguiente cuadro comparativo nos puede dar una idea más completa de las diferencias entre las mezclas y las combinaciones.

Mezclas

1º—No se atiende a ninguna proporción;

2º—Conservan sus propiedades los cuerpos mezclados;

3º—Su separación puede hacerse por vía física;

4º—No dan manifestaciones de energía.

Combinaciones

1º—Se efectúan en proporciones determinadas;

2º—Pierden sus propiedades los cuerpos combinados;

3º—Su separación no se efectúa fácilmente, y se haría únicamente por medios químicos;

4º—Se efectúan con absorción o desprendimiento de energía (calor, luz, electricidad).

En las mezclas tenemos: cuando se una el hierro en limaduras con el azufre, dan los caracteres siguientes:

Antes de la mezcla

1º—El color del azufre amarillo y el hierro gris negruzco;

2º—El azufre se disuelve en el sulfuro de carbono;

3°—El hierro puede ser atraído por el imán;

4°—El azufre tiene relativamente poca densidad con respecto al hierro.

En la mezcla

1°—El color es entre amarillo y negruzco; con una lente se ve cada partícula del color propio;

2°—Puede disolverse el azufre en el sulfuro de carbono, separándose por este método;

3°—El hierro puede ser separado del azufre por el imán;

4° — Pueden separarse haciendo que la mezcla caiga en un vaso con agua, entonces el hierro se va al fondo, y el azufre queda en la superficie.

En las combinaciones, estas separaciones tan sencillas no pueden llevarse a cabo, por la unión íntima que existe entre el hierro y el azufre.

En las mezclas, como hemos visto, los cuerpos componentes no pierden sus propiedades, es decir, que sus moléculas siguen siendo las mismas. En las pólvoras, como veremos más adelante, se dividen por su composición en mezclas explosivas y compuestos explosivos. En las primeras los átomos que reaccionan están en moléculas diferentes, por lo que se encuentran bastante distanciados unos de otros. En las segundas, los átomos que reaccio-

nan están en la misma molécula y estando más cerca unos de otros, su acción es más efectiva. Esta es la ventaja más importante que tienen los compuestos explosivos sobre las mezclas explosivas, la misma clasificación de las pólvoras podemos dar a los compuestos fumígenos y a los asfixiantes, atendiendo a su composición química.

21.—Afinidad

Es la fuerza en virtud de la cual los átomos se unen para dar cuerpos compuestos. Un ejemplo: cuando se mezclan soluciones de cloruro de sodio y de nitrato de plata, se producirá en virtud de la afinidad del cloro por la plata y del ácido nítrico por el sodio; cloruro de plata y nitrato de sodio.

$$Na\ Cl + Ag(NO^3) \rightarrow AgCl + Na(NO^3)$$

Afinidad es la resultante de las acciones que mantienen unidos a los átomos o moléculas de los cuerpos simples (Berthelot). Es por la afinidad que se encuentran unidos los átomos de sodio a los de cloro en el cloruro de sodio. Cuando dos cuerpos se combinan desprendiendo gran cantidad de calor, luz, o electricidad, se dice que tiene gran afinidad el uno por el otro. Si la afinidad se ejerce en moléculas de la misma naturaleza se llama cohesión. La afinidad desempeña importante papel en los fenómenos químicos, es ella la que preside a las

combinaciones de los cuerpos y la que determina la mayor parte de las descomposiciones. Por diversas circunstancias pueden modificarse los resultados de la afinidad, entre las que tenemos:

COHESION.—Es un obstáculo a la afinidad, así los cuerpos sólidos o en este estado, cuesta que se combinen, y para que la afinidad pueda ejercerse libremente es necesario reducirlos a los estados de polvos finos, de líquidos o de gases, siendo esto lo que los antiguos llamaban en su adagio: *Corpora non agunte nisi fluida.* Es la fuerza de atracción universal que mantiene unidas las moléculas.

EL CALOR.—Favorece la afinidad cuando separa las moléculas de los cuerpos; sin embargo, en algunos casos, a una temperatura elevada puede evitar la acción de la afinidad. Así a una temperatura poca puede el óxido de bario tomar otro oxígeno del aire, pero si esta temperatura se eleva más, vuelve a descomponerse.

LA LUZ.—Favorece la combinación, así como la separación de los cuerpos debido a la diferente naturaleza de los rayos que la componen. Las longitudes de onda de la región infrarroja favorece la acción, mientras la región ultravioleta provoca descomposiciones (descomposiciones de las sales de Ag).

A veces es necesaria la presencia de la luz, puesto que una mezcla de hidrógeno y cloro secos, pueden estar indefinidamente en la obscuridad sin combinarse pero con el menor rayo de luz se combinan con explosión.

LA ELECTRICIDAD.—Favorece en ciertos casos la afinidad y en otros, la destruye. Cuando hacemos la síntesis del agua efectuamos la unión por una chispa eléctrica y cuando hacemos el análisis la separación se consigue por una corriente continua.

LA PRESION.—Algunas reacciones no se verifican si están sometidas a una gran presión, así se puede calentar el carbonato de calcio en un tubo cerrado, sin que se descomponga, pero si se calienta en un tubo abierto, se descompone en óxido de calcio (cal viva) y gas carbónico.

ESTADO NACIENTE.—El momento en que liberta un cuerpo de una combinación, se llama estado naciente, y en este instante el cuerpo tiene más actividad que después, tal vez por el calor que lo acompaña, la reacción que lo ha dejado libre, siendo esto un fenómeno de Termoquímica. Ejemplo: si se hace una solución de permanganato de potasio, se acidula con ácido sulfúrico y se le pasa una corriente de hidrógeno, la solución siempre permanece roja, pero si se pone unos pedazos de cinc, se produce hidrógeno naciente y se decolora.

FUERZA CATALITICA.—Es el poder que tienen ciertos cuerpos de actuar en una reacción solamente por presencia, sin sufrir en lo más mínimo en su naturaleza y sin los cuales la reacción no se efectúa o lo hace con mucha dificultad. Si activa las reacciones se dice que es catalítica positiva y si las retarda es catalítica negativa. El carácter especial de todo cuerpo catalítico, es que pequeñas cantidades de él sirven para hacer que se efectúen grandes transformaciones. Así, una pequeña cantidad de ácido sulfúrico transforma enormes masas de almidón en glucosa. Una pequeña esponja de platino puede unir grandes cantidades de anhídrido sulfuroso y oxígeno para hacer anhídrido sulfúrico, etcétera. Se semeja el cuerpo catalítico al sacerdote o alcalde, que efectúan el matrimonio nada más que por presencia, sin la cual dicho matrimonio no se puede llenar, y un sacerdote o un alcalde pueden hacer cientos y miles de enlaces sin afectarse en lo más mínimo.

22.—Ecuaciones químicas

ECUACION.—Es la igualdad que contiene incógnitas.

ECUACION QUIMICA.—Es la igualdad que representan las reacciones que tienen lugar entre los cuerpos. El nombre de ecuaciones químicas se debe porque antes de poderlas establecer, es preciso, buscar qué cantidades de cada cuerpo han de entrar en la reacción, estas cantidades son incógnitas, cuya

presencia hace que la igualdad de donde se parte, sea una verdadera ecuación. Aun después de conocidas estas cantidades el nombre de ecuación por costumbre se conserva. O también porque el cuerpo que se estudia, sea desconocido y por la acción de otros (de un tercero), que sirve para conocer el cuerpo que se analiza. Las reacciones químicas que a diario se efectúan las podemos representar por ecuaciones, como en un idioma formamos con frases cualquier idea, y el fin de la química consiste en saber representar las acciones que los cuerpos efectúan entre sí. En la escritura de ecuaciones, se escribe primero el elemento positivo y después el negativo poniéndoles en la parte superior los signos positivo y negativo, lo que es preferible cuando no se tiene costumbre y tomando en cuenta esto, se siguen las siguientes reglas: un cuerpo positivo, se une con un negativo; un cuerpo positivo puede desalojar de un compuesto a otro positivo y viceversa con los electronegativos; un cuerpo positivo que exista en un compuesto, puede pasar a otro compuesto y ocupar el lugar de otro positivo y viceversa, este positivo ocupa el lugar que deja el primer positivo en el primer compuesto.

Primer caso: que actúen dos cuerpos simples:

La afinidad, que es la fuerza de atracción de los átomos, la vamos a representar por el mismo color (un+rojo se une con un negativo rojo; y un+verde se une con un negativo verde).

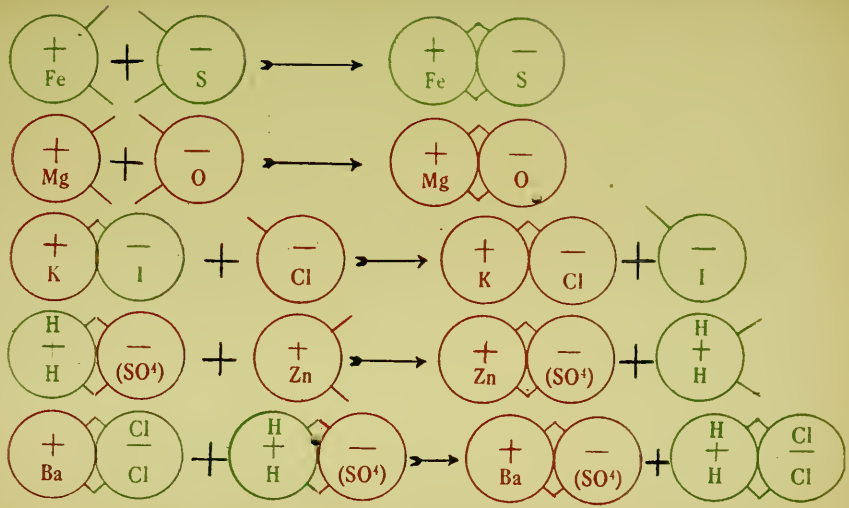

+ Fe
− S
+ Fe
− S
+ Mg
− O
+ Mg
− O
+ K
− I
− Cl
+ K
− Cl
− I
H + H
− (SO⁴)
+ Zn
+ Zn
− (SO⁴)
H + H
+ Ba
Cl − Cl
H + H
− (SO⁴)
+ Ba
− (SO⁴)
H + H
Cl − Cl

Fig. 6

Segundo caso: que actúen, un cuerpo compuesto y un simple. El simple desaloja del compuesto al de la misma electricidad.

Tercer caso: que actúen dos cuerpos compuestos:

El positivo de uno se une con el negativo del otro o viceversa.

Se hace siempre el mismo cálculo de las valencias en la escritura de fórmulas, sólo que en vez de poner en el primer miembro de la ecuación los números de exponentes, se colocan de coeficientes. Cuando se combina, por ejemplo, el cinc con el ácido clorhídrico, siendo el primero divalente y el segundo monovalente, se hace la misma operación de las valencias y decimos: ¿Cuántos monovalentes ácidos clorhídricos necesitamos para un divalente cinc, o cuál es el mínimo múltiplo común de uno y dos? Vemos que es uno por dos, igual dos ($1 \times 2 = 2$) luego colocamos de coeficiente al cinc la valencia del ácido clorhídrico y el ácido clorhídrico la valencia del cinc, después los unimos por el signo (+) a la derecha de la última fórmula colocamos el signo → y escribimos en el segundo miembro las fórmulas de los cuerpos que resultan en la reacción, tal como dice la regla para la escritura de fórmulas, así:

$$\overset{+}{Zn} + \overset{+-}{2HCl} \rightarrow \overset{+-}{ZnCl^2} + \overset{+}{2H}$$

Cuando la valencia del cuerpo con que se combina otro, es uno, no se pone exponente ni coeficiente, pues basta con el símbolo del elemento para decir que se tomó un átomo, pues el átomo es con-

siderado en la actualidad como la unidad química, por eso el cinc en nuestra reacción, no se le pone de coeficiente él uno que es la valencia del ácido con que se combina.

Otras ecuaciones son un poco más complicadas, porque presentan a la vez varias reacciones, pero siempre siguen la misma regla, sólo que se basan en los resultados finales observados. En resumen, la escritura de ecuaciones químicas no es más que una deducción de la regla para escribir fórmulas, tiene por objeto únicamente poder sumar y multiplicar. Siempre, en toda ecuación química, se debe tener el mismo número de elementos en el primer miembro que en el último; para ver ésto se comienza por hacer el balance, sumando el número de elementos de la misma clase que existen en un miembro y viendo si se encuentra en el mismo número en el otro, siempre llevando un orden, es decir, comenzando por el primer elemento, después por el segundo y así hasta el último. Si están iguales en ambos miembros la reacción química está bien representada en la ecuación, pues la materia no se pierde, solamente se transforma. (Esto es tomando los átomos como unidades funcionales que permanecen constantes desde el punto de vista químico.) ¿Cómo sería posible que en una reacción química entrasen, ya sea libres o combinados, dos átomos de hidrógeno, como sucede en la reacción que he propuesto en el ejemplo anterior: y resultaran uno o tres? En el caso que saliera uno, el otro hidrógeno no podía haber desaparecido; y en el caso de que salieran tres, ¿cómo sería posible sacar tres

de donde no existen más que dos? Es para evitar una mala representación que siempre hay que efectuar el recuento en la forma antes mencionada.

23.—Reacción química

a) Análisis; b) Síntesis; c) Substitución; d) Metátesis

Reacción química es cualquier fenómeno químico o también la serie de cambios que resultan de la acción de un cuerpo sobre otro.

Cuando hay cambios químicos entre dos substancias, se dice que la una actúa sobre la otra o la ataca. Toda reacción se representa por una igualdad (ecuación química); en el primer miembro se colocan los cuerpos que actúan y en el segundo los que resultan de la reacción. Las reacciones se pueden dividir: atendiendo a la clase de cuerpos que actúan y a la manera como reaccionan. Pueden actuar: (1) dos cuerpos simples; (2) un simple y un compuesto; y, (3) dos compuestos.

(1) Actúan dos cuerpos simples: Hay dos casos (a) que se separan, o mejor dicho, que el producto de la reacción sea más simple que los componentes, recibe el nombre de ANALISIS o DESCOMPOSICION. Como su nombre lo indica, significa separación, pudiendo llegar a descomponerse un cuerpo, hasta en sus elementos constituyentes, por esta operación. El análisis puede ser dividido: en elemental; inmediato; cualitativo y cuantitativo. Es elemental cuando su separación llega hasta los elementos o cuerpos simples.

Es inmediato, cuando sólo se limita a saber qué clase de distintos compuestos resultan de un producto.

Este análisis es aplicable especialmente a productos orgánicos; es cuando se trata de averiguar qué cuerpos orgánicos compuestos, pueden ser extraídos de los citados productos. Por ejemplo: de las grasas (mantecas), se extraen: la glicerina (cuerpo orgánico compuesto) y los ácidos grasos (oléico, esteárico y palmítico), que son también compuestos. Es cualitativo, cuando se limita a averiguar la clase de elementos que entran en un cuerpo. Es cuantitativo, cuando después de determinar la clase de elementos por el análisis anterior, determina la cantidad, operación que se refiere ordinariamente a cien partes en peso del cuerpo. Puede ser este último: volumétrico, cuando se usan soluciones tituladas en volumen; y gravimétrico, cuando en vez de soluciones se emplea la balanza.

Los principales agentes del análisis son: el calor, la luz, la electricidad y diferentes cuerpos conocidos con el nombre de reactivos. Un ejemplo tenemos en la descomposición del agua por la pila eléctrica en que se efectúa la ecuación:

$$\overset{+\,-}{H^{2}O} \rightarrow 2H + \underset{-\quad +}{O}$$

La descomposición de los cuerpos puede obtenerse por agentes químicos llamados reactivos, que al apoderarse de uno o varios elementos del cuerpo que se trata de descomponer, ponen en libertad su otra parte constituyente. También la electricidad y el calor son poderosos agentes de descompo-

sición como se ha dicho anteriormente. La descomposición puede ser: ilimitada cuando los elementos de la substancia descompuesta no vuelven a combinarse directamente a la misma temperatura y en las mismas condiciones en que se produjo la separación. *b)* Que se unan o mejor dicho, que el producto de la reacción sea más complicado que sus componentes, recibe el nombre de SINTESIS o COMBINACION. El campo de la síntesis es enorme, es a veces muy complejo, siendo estos trabajos de mayor mérito por lo complicado de las operaciones, sobre todo en química orgánica.

La síntesis sirve frecuentemente de prueba, reúne los elementos que separó el análisis, es decir, reconstruye de este modo el compuesto. Es un adelanto de la química por la cual se puede decir con seguridad la composición de los cuerpos compuestos.

(2) Actúa un cuerpo simple y un compuesto:

Hay solamente un caso, que el cuerpo simple éntre a formar parte del compuesto, teniendo que desplazar a otro cuerpo que se encuentra formando parte de éste, llamándose dicho acto SUBSTITUCION. Está basada dicha reacción, en que dos cuerpos no pueden ocupar simultáneamente el mismo lugar en el espacio. Así, cuando se hace actuar ácido sulfúrico sobre cinc, se efectúa la reacción de la ecuación siguiente:

$$\overset{+}{H}^2(\overset{-}{SO}^4) + \overset{+}{Zn} \rightarrow \overset{+}{Zn}(\overset{-}{SO}^4) + 2\overset{+}{H}$$

Aquí se ve que actúa un cuerpo compuesto (ácido sulfúrico), sobre un simple, entonces el cinc desplaza al hidrógeno. Un cuerpo positivo desaloja de un compuesto a otro positivo, y un cuerpo negativo desaloja de un compuesto a otro negativo.

(3) Actúan dos compuestos:

Hay solamente un caso, cuando entre los dos compuestos hay un cambio recíproco de sus elementos, recibe el nombre de DOBLE SUBSTITUCION o METATESIS. Es el intercambio de sus elementos y radicales, que tiene lugar entre dos compuestos, basándose esto, en la mayor afinidad que tienen dos elementos o radicales que están unidos en dos compuestos distintos. Así el cloruro de sodio en solución y la solución de nitrato de plata al ponerse en contacto, efectúan la reacción de la ecuación siguiente:

$$\overset{+}{Na}\overset{-}{Cl} + \overset{+}{Ag}\,\overset{-}{(NO^3)} \rightarrow \overset{+}{Na}\,\overset{-}{(NO^3)} + \overset{+}{Ag}\overset{-}{Cl}$$

Aquí el cloro tiene gran afinidad por la plata para hacer el cloruro de plata y el radical nítrico gran afinidad por el sodio, para hacer el nitrato de sodio, por lo que se efectúa la reacción o de otra manera, el sodio ocupa el lugar de la plata y la plata el del sodio; o viceversa, el cloro ocupa el lugar del radical nítrico y el radical mencionado ocupa el del

cloro. También se pueden dividir las reacciones en REVERSIBLES o LIMITADAS Y NO REVERSIBLES o ILIMITADAS. Por ejemplo: tenemos dos tubos de hierro resistentes comunicados con dos cámaras de hierro, formando dos aparatos separados. Colocamos un poco de carbonato de calcio en un tubo y en el otro un poco de óxido de plata; si calentamos ambos tubos, vemos:

Que el carbonato de calcio se descompone en anhídrido carbónico y óxido de calcio; aquél se acumula cada vez en cantidad mayor, hasta que, uniéndose al óxido de calcio, se efectúa la reacción inversa por la que resulta regenerada una cierta cantidad del compuesto primitivo, efectuándose lo que se llama reacción REVERSIBLE o LIMITADA, según las ecuaciones siguientes:

$$Ca\,(CO^3) + \text{fuego} \rightarrow CaO + CO^2;$$
$$CaO + CO^2 \text{ presión} \rightarrow Ca\,(CO^3)$$

Pudiendo representarse ambas reacciones en una sola ecuación substituyendo el signo igual por dos flechas paralelas y encontradas, así:

$$Ca\,(CO^3)\ \text{fuego} \rightleftarrows CaO + CO^2$$

En el óxido de plata vemos que se descompone en plata y oxígeno, acumulándose éste en la cámara correspondiente, aumentando a cada instante la presión en el resto de la masa de óxido de plata

sin descomponer, hasta llegar a la descomposición total del óxido argéntico, lo que constituye una reacción NO REVERSIBLE o ILIMITADA, que se representa con el signo igual según la ecuación:

$$Ag^2O + \text{fuego} \rightleftarrows 2Ag + O$$

empleando en vez de igual, las flechas paralelas en el sentido de izquierda a derecha.

En el primer caso, aparece que en esa clase de reacciones ni la directa ni la inversa se verifican completamente y en cada momento coexistirán las substancias que nosotros formulamos en ambos miembros de la ecuación, sin llegar a la desaparición de ninguna de ellas. De todos los instantes que transcurren desde el principio del fenómeno, hay uno en el que sin variar las condiciones en que se halle el sistema, las cantidades de los cuerpos que las forman, permanecen constantes y en proporciones definidas, diciéndose entonces, que el sistema está en equilibrio químico.

RADICALES.—Son cuerpos compuestos que funcionan como simples.

Según el decir de otros autores, son moléculas no saturadas, que les falta por completar, una, dos, tres o más valencias, siendo por consiguiente: monovalente, divalente, trivalente, etcétera. El nombre de radical se debe a Liebig y Gay Lussac aisló al cianógeno (CN) que a semajanza de los cuerpos ha-

lógenos, forma con el hidrógeno un cuerpo saturado: ácido cianhídrico (H-CN), después Bunsen aisló el cacodilo (radical orgánico). Los radicales se transportan en las reacciones como cuerpos simples; por lo que se les encierra dentro de un paréntesis, sobre todo cuando se tienen combinados dos o más, en el cuerpo compuesto. Los radicales se dividen fuera de su potencia de combinación, en reales o hipotéticos. Los radicales reales son los que han podido aislarse existiendo entre los principales:

Radicales monovalentes:

Bióxido de nitrógeno o nitrosilo $(NO)'$
Peróxido de nitrógeno o nitrotilo $(NO^2)'$
Cianógeno $(CN)'$ o $(Cy)'$
Amonio $(H^4N)'$

Radicales divalentes:

Anhidrido sulfuroso o sulfurilo $(SO^2)''$
Oxido de carbono o carbonilo $(CO)''$
Etileno $(C^2H^4)''$

Estos radicales se combinan con los halógenos, con los ácidos, para formar cuerpos determinados claramente como lo son: el cloruro de nitrosilo $(NO)Cl$, que se forma en el agua regia, el sulfato ácido de nitrosilo $(NO)H(SO^4)$, cristales que se forman en las cámaras de plomo en las industrias

del ácido sulfúrico, el cloruro de nitrotilo $(NO^2)Cl$; el cloruro de sulfurilo $(SO^2)Cl^2$ y el cloruro de carbonilo $(CO)Cl^2$. Los radicales cuando no se han podido aislar se denominan hipotéticos y se encuentra el mayor número en la Química Orgánica.

Los principales son:

Radicales monovalentes:

Hidroxilo u oxidrilo (OH)

Hipocloroso (ClO); cloroso (ClO^2); clórico (ClO^3); perclórico (ClO^4), teniendo los mismos radicades los demás halógenos.

Nitroso (NO^2); nítrico (NO^3); hipofosporoso (H^2PhO^2).

Radicales divalentes:

Sulfuroso (SO^3); sulfúrico (SO^4) y todos los de la familia del azufre.

Carbónico (CO^2); silícico (SiO^2); fosforoso $(HPhO^3)$.

Radicales trivalentes:

Ortofosfórico (PhO^3); y todos los de la familia del fósforo.

Radicales tetravalentes:

Pirofosfórico (Ph^2O^7)

En Química Orgánica tenemos entre los principales:

Metilo (CH^3); etilo (C^2H^5); fenilo (C^6H^5)
Radicales trivalentes: glicerilo (C^3H^5).

Para la facilidad en las ecuaciones es preferible siempre encerrar los radicales dentro del paréntesis citado.

24.—Leyes de las combinaciones

a) Ponderales

Se dividen en ponderables y volumétricas. Entre las ponderables tenemos:

PRIMERA LEY.—*De los pesos de Lavoisier o de la conservación de la materia.*—El peso de un compuesto es igual a la suma de los pesos de sus componentes. Esta ley, basada en el axioma "El todo es igual a la suma de las partes", es tanto para las combinaciones como para la mezcla, teniendo una generalidad tan grande, que es la única conceptuada como ley según ciertos autores, quedando las otras como simples principios de química.

La materia ni se crea ni se destruye, solamente se transforma; es el espíritu del principio de la conservación de la materia, que se conoce desde antaño. Lavoisier, de sus múltiples estudios con-

cluyó: que en todas las reacciones químicas, la masa total de los cuerpos que en ellas intervienen permanece invariable; o de otra manera: cualesquiera que sean las combinaciones o descomposiciones experimentadas por un cuerpo o sistema de cuerpos, la suma de los pesos de los que intervienen en la reacción, es igual a la suma de los que de ellas resultan. La experiencia demuestra, que si se ponen en condiciones de reacción a 16 gramos de oxígeno (diez y seis), con 2 de hidrógeno (2) se obtienen diez y ocho de agua (18), o sea que el peso del compuesto agua, es igual a diez y seis más dos (16+2). Cuando quemamos un pedazo de carbón parece que desaparece, pero si recogemos las cenizas y los gases que de dicha combustión resultan, y del peso de ellas restamos el del oxígeno que se haya combinado, obtendremos el peso del carbón, siendo siempre el mismo que el que tenía antes de quemarse. La experiencia demuestra que en cualquier reacción que se considere, hay formación de cuerpos nuevos, en los cuales entran los mismos átomos y en igual número que en los cuerpos primitivos, diferenciándose únicamente en que dichos átomos se hayan combinados de otra manera, formando por consiguiente otros cuerpos.

SEGUNDA LEY: DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O DE PROUST: Cuando dos o más cuerpos se unen en las *mismas proporciones*, para

formar un *mismo compuesto,* lo hacen siempre en proporciones *fijas o invariables.* En la síntesis del agua en el Eudiómetro: ponemos dos cuerpos, hidrógeno (H) y oxígeno (O), en la proporción de dos para diez y seis (16) o de uno para ocho (1 para 8), para formar siempre un mismo compuesto agua (H^2O), vemos que las proporciones uno para ocho o dos para diez y seis (1:8 ó 2:16) es siempre fija o invariable; pues si ponemos más hidrógeno del que señala la citada proporción, el hidrógeno que se ponga demás, no se combina, lo mismo sucede cuando en vez de más hidrógeno se pone mayor cantidad de oxígeno que la necesaria para hacer agua, siempre quedará sobrante.

TERCERA LEY: DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES O DE DALTON: Cuando dos cuerpos se unen en distintas proporciones, para formar *distintos compuestos,* el peso de uno de ellos permanece fijo, mientras que los pesos del otro son múltiples de la *cantidad necesaria* para formar el primer compuesto. Así, cuando se combinan dos cuerpos: hidrógeno y oxígeno, en distintas proporciones (1:8 y 1:16, 2:16 y 2:32), para formar distintos compuestos agua y agua oxigenada (H^2O y H^2O^2) el peso de uno de ellos (el hidrógeno 2) es fijo, mientras que los pesos del otro (O) son múltiplos de la cantidad que forma el primer compuesto (16). Así, 32 es múltiplo de 16. Hay otros ejemplos notables, entre ellos los óxidos de nitrógeno, de cloro, etcétera.

b) Volumétricas

Entre las leyes volumétricas tenemos: LEYES DE LOS VOLUMENES DE LOS GASES DE GAY LUSSAC. Tenemos:

Primera ley: los gases y vapores, al combinarse en las mismas condiciones de presión y de temperatura, lo hacen siempre según las relaciones volumétricas muy sencillas.

Segunda ley: la suma de los volúmenes de los gases componentes y el volumen del compuesto resultante, supuesto gaseoso, están también en una relación muy sencilla, pudiendo ser el de ésta igual o menor que la suma de volumenes de aquéllas, pero nunca mayor. Por las experiencias llevadas se han revelado las siguientes relaciones. Elementos de los componentes.

VOLUMENES DE LOS PRODUCTOS.—RELACION

1 Volumen de Cloro.....	2 Vol. de ácido Clorhídrico 1; 1; 2
1 Volumen de Hidrógeno....	
2 Volúmenes de Hidrógeno..	2 Vol. de vapor de agua 2; 1; 2
1 Volumen de Oxígeno.....	
1 Volumen de Nitrógeno.....	2 Vol. de Amoníaco 1; 2; 2.
3 Volúmenes de Hidrógeno..	
2 Volúmenes de Nitrógeno...	2 Vol. de anhídrico Nitroso 2; 3; 2
3 Volúmenes de Oxígeno.....	

Según las relaciones volumétricas anteriormente expuestas, vemos que todas guardan una relación sencilla con respecto al volumen del producto (considerado éste siempre gaseoso). El volumen del

producto siempre es 2 (dos), y los gases cualesquiera que se combinen siempre lo hacen en una relación simple de enteros. Cuando los volúmenes de los componentes no son iguales, siempre hay condensación, es decir, que el volumen del compuesto es más pequeño que la suma de volúmenes de los componentes así: Dos (2) volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno, no dan más que 2 volúmenes de vapor de agua; un volumen de nitrógeno y tres de hidrógeno producen solamente dos de gas amoníaco; dos volúmenes de nitrógeno y tres de oxígeno producen 2 de anhidrido nitroso.

Esta contracción de volúmenes no se observa cuando los gases se combinan en volúmenes iguales, así, un volumen de cloro y uno de hidrógeno dan dos volúmenes de ácido clorhídrico.

De donde concluímos lo siguiente: cuando dos gases o vapores se combinan en volúmenes iguales, el volumen del compuesto es igual a la suma de volúmenes de los componentes; y cuando lo hacen en volúmenes desiguales, el volumen del compuesto es inferior a la suma de volúmenes de los componentes: Si la combinación se efectúa en la relación de 1:1 la contracción es de 0; si se efectúa en la relación de 1: a 2, la contracción es de 1/3; en la relación de 1: a 3, la contracción es de 1/2; si se produce en la relación de 2:3, la contracción es de 3/5.

ENERGIA LIBRADA EN LA REACCION.—Toda reacción química va acompañada de cambios de energía, de las cuales la mejor apreciada por ser

de fácil medida es la calorífica y la parte de la química que estudia las reacciones desde el punto de vista calorífico se llama TERMOQUIMICA, los adelantos de ésta, se deben en su mayor parte al célebre químico francés Marcelino Berthelot, quien descubrió, que el desprendimiento o absorción de calor se debe sobre todo a energías químicas, ésto tal vez sea por la acción de las moléculas unas sobre otras, a su choque, que produce la destrucción de las fuerzas vivas, transformándolas en calor. Parte también se debe a energía física, como cuando se refiere al calor desprendido o absorbido por la licuación de los gases, por la solidificación de los líquidos, etcétera. La absorción de calor se efectúa, cuando dos cuerpos se combinan para dar un compuesto de nuevas energías. Así, cuando se combina el yodo con el nitrógeno, absorbe calor; pero su compuesto formado por el yoduro de nitrógeno, detona con la mayor violencia, al menor roce o choque, desprendiendo el calor que absorbió en su formación. Así, las reacciones que absorben calor se denominan ENDOTERMICAS y si emiten calor, EXOTERMICAS. Algunas veces en ambos casos hay que provocar las reacciones y otras sólo se efectúan al poner un cuerpo en presencia uno de otro, en este caso se llaman espontáneas.

Cuando se unen al hidrógeno y cloro secos en iguales volúmenes, vemos que se puede hacer a la luz difusa y la cantidad de calor desprendida va siendo despacio, pero si se combinan por un rayo de luz lo hacen de manera enérgica, la cantidad de calor desprendida es instantánea, hasta llegar a

romper los recipientes que los contienen con explosión. Como se aprecia, estos fenómenos se semejan a las combustiones lentas y a las rápidas, pero en ambas se desprende la misma cantidad de calor, sólo que en unas es en mayor tiempo que en las otras. En termoquímica, las cantidades de calor absorbidas se marcan con signo (—) menos y las emitidas con un (+) más.

Así, para expresar la cantidad de calor emitida por la combinación del cloro con el hidrógeno, tenemos: $H+Cl=HCl$ (gas) $+22.$ cal.

Caloría: es la cantidad de calor necesaria para elevar un kilogramo de agua, un grado centigrado de temperatura.

Pequeña caloría: es la milésima parte de la caloría.

Pero la descomposición no puede efectuarse sin que absorba el mismo calor. Para que se efectúen las reacciones inversas es necesario devolver el calor perdido durante la combinación; de donde se dice: el calor de la separación es exactamente el mismo que el de la combinación.

La mayor parte de las combinaciones endotérmicas son explosivas. Para combinarse han recibido una suma más o menos grande de energía exterior, la que vuelve a aparecer cuando se descomponen por una causa cualquiera.

SEGUNDA PARTE

QUIMICA ESPECIAL

25.—Elemento hidrógeno

1º—Nombre: hidrógeno.

2º—Símbolo: H.

3º—Número atómico (N. A.) 1 (número de cargas eléctricas negativas que giran alrededor del núcleo).

4º—Peso atómico (P. A.): 1,008.

5º—Peso molecular (P. M.): 2.016.

6º—Densidad (D): 0.0698 (aire 1).

7º—Valencia: 1.

8º—Signo eléctrico: (S. E.): (±) (Intermediario).

9º—Sinonimias: aire inflamable, gas inflamable, gas de agua.

10.—HISTORIA: En el siglo XVI (1493 a 1541), lo descubrió Paracelso, aunque algunos autores (Reutter de Rosemont) aseguran que su descubridor fué Boyle (1626 a 1691); sus propiedades combustibles fueron conocidas hasta principios del siglo XVII por Turquet de Mayerne. Cavendish (1776), descubrió y caracterizó sus propiedades particulares, comprobando que al combinarse con el oxígeno formaba el agua; y simultáneamente Watt pudo demostrar la composición del agua por el mismo procedimiento. Lavoisier, en 1783, lo estudió, y en consideración a que el producto de su combustión era el agua, lo llamó hidrogenium, que quiere decir "engendrador de agua", de las voces *hudor,* agua, *gennan,* engendrar. Bunsen (1852), Sainte Claire Deville, Leblanc y Fougué, lo descubrieron en las emanaciones de las lavas volcánicas, y Reichardt (1860) lo encontró en diversas inclusiones gaseosas del granito, basalto y otros minerales.

La primera vez que el hidrógeno tuvo aplicaciones industriales fué en agosto de 1783 cuando Charles se elevó en París en un globo lleno de hidrógeno, poco tiempo después de haber realizado su célebre experiencia los hermanos Montgolfier, con globos henchidos de aire caliente. Fué liquidado por M. Pictet, a 650 atmósferas de presión, a una temperatura de —140° C y una parte se solidificaba por evaporación teniendo entonces aspecto metálico.

11.—*Estado natural:*

Libre: En pequeña cantidad existe en las capas inferiores de la atmósfera (0.019 c.c. por cien volúmenes), y en gran cantidad en las capas superio-

res, en donde se encuentra mezclado con los gases raros del aire a causa de su poca densidad. En los gases que se desprenden de las fumarolas cenagosas de terrenos volcánicos, de los pozos de petróleo, de la carnalita de Stassfurt, de la sal gema de Wieliezka, de las piedras meteóricas, de los productos descompuestos de la materia orgánica (gases intestinales), por fermentación butírica de los azúcares, pasando por difusión a la sangre en pequeñas cantidades. En grandes cantidades se encuentra en la atmósfera del sol y otras estrellas semejantes, en donde se ha descubierto por el análisis espectral.

Combinado: En grandes cantidades en el agua, en los compuestos orgánicos, en los ácidos, en los hidróxidos y en las sales tanto básicas como ácidas. El hidrógeno tiene la particularidad de unirse con casi todos los elementos, funcionando con los electropositivos como electronegativo dando los hidruros y con los electronegativos como electropositivo dando las sales de hidrógeno y los hidrácidos.

Obtención: Véase en el laboratorio (figs. 1 al 9).

Propiedades: Véase en el laboratorio.

Usos: Para el soplete oxhídrico, en soldaduras, en calefacción, en análisis espectral antes mencionado, en lámparas de aviso en las minas a causa de su poder difusivo, en el gas de alumbrado, en los laboratorios como reductor, para llenar dirigibles y globos (ahora se substituye por el helio). Al estado naciente tiene mayor poder de reducción que después, puesto que si hacemos una solución de permanganato de potasio, la acidulamos con ácido sulfúrico y le pasamos una corriente de hidrógeno,

no se decolora, pero sí se efectúa la decoloración si se le agregan unas granallas de cinc, para producir el hidrógeno en el seno de la solución porque entonces está naciente. En la fabricación de compuestos hidrogenados (amoníaco especialmente). En la guerra se usa la acción indirecta del sodio sobre el agua, porque ésta es descompuesta y desprende hidrógeno, pero el hidrógeno desprendido a veces se inflama, produciendo gran cantidad de calor capaz de inflamar pólvoras debajo del agua por acción de ésta sobre el sodio y por el hidrógeno naciente que al quemarse en contacto del oxígeno desarrolla alta temperatura.

Protóxido de hidrógeno

Fórmula: .....H^2O . . . . Desarrollada . . . .
H———(OH) . . . . H———O———H . . . .
P. M. 18,016 (0=16).

Sinonimias: agua, óxido hídrico, hidróxido de hidrógeno.

HISTORIA.—Fué considerada desde la más remota antigüedad como un elemento, siendo los otros el aire, la tierra y el fuego, hasta que Cavendish observó en 1780, que era el producto de la combustión del hidrógeno y Watt dedujo de aquí que el agua era un cuerpo compuesto. En 1783, indicó Lavoisier la composición cualitativa del agua, las relaciones volumétricas, es decir, que estén en la misma reunidos dos volúmenes de hidrógeno para cada volumen de oxígeno, fueron dadas a conocer

por primera vez por Gay Lussac y Humboldt (1778 y 1850). La composición en peso, del agua ha sido determinada con gran exactitud por E. W. Morley, en 1895, 2 partes de hidrógeno para 15.88 de oxígeno.

Estado natural: Libre se encuentra en los tres estados (sólido, líquido y gaseoso), sólido como hielo y nieve, en los polos y en las grandes alturas; líquida como agua de mar, río y fuente, además en algunas rocas, sales y en los organismos tanto animal como vegetal, formando distintos jugos. En forma de gas al estado de vapor de agua en la atmósfera. Sin embargo, no debe considerarse como agua pura, pues siempre lleva en solución y en suspensión cantidades mayores de componentes sólidos y gaseosos y a veces líquidos, que la impurifican. Es una de las substancias que más abundan, también es el principal componente de las substancias terciarias, ya sean hidróxidos, ácidos o sales, y en algunas de estas últimas, existe además del agua de constitución, agua de adición, que es la que sirve para hacer la cristalización. Forma las cuatro quintas partes de la tierra.

Preparación: En la combustión del hidrógeno en contacto del oxígeno del aire se forma según la ecuación siguiente:

$$2\overset{+}{H} + \overset{-}{O} \rightarrow \overset{+}{H}{}^2\overset{-}{O}$$

En las combinaciones de los ácidos con los hidróxidos, según las ecuaciones siguientes:

$$\overset{+}{H}{}^2(\overset{-}{SO}{}^4) + 2\overset{+}{Na}(\overset{-}{OH}) \rightarrow Na^2(SO^4) + 2H^2O$$

En la combustión de los hidrocarburos y otras substancias orgánicas. En la formación de éteres, sales y otras múltiples reacciones químicas resulta agua, fácil sería al químico obtenerla por cualquiera de estas reacciones, pero habiendo en gran cantidad en la naturaleza, le es más fácil tenerla por purificación de ella. Su síntesis se hace por vía de experimentación el aparato llamado eudiómetro sobre mercurio bien seco. Para purificarla se le destila en un alambique, y de esta manera se le priva de las substancias sólidas que lleva en disolución, como de los gases, pero además para privarle del amoníaco, el Codex Francés pide que se le pongan 0.10 gramos por litro de agua que se destile, de sulfato de aluminio, y suspender el destilado cuando en la cucúrbita sólo exista una cuarta parte de agua que se destila, producto de cola, y pierde la primera cuarta parte de producto de cabeza.

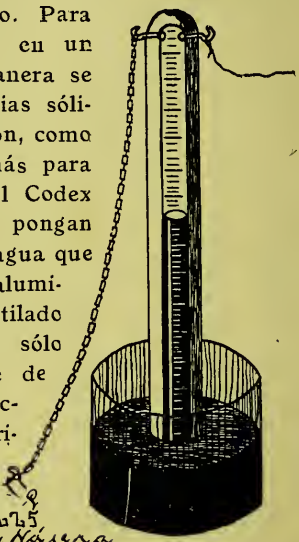


Fig. 7

En las farmacias para tenerla más pura, la redestilan en un matraz de vidrio con un refrigerante especial en presencia de una solución de permanganato de potasio, que sirve para destruir la materia orgánica (agua bidestilada), en medio alcalino, la redestilación de Stas, consiste en volver a redes-

tilar este producto sobre sulfato de aluminio. El agua de lluvia puede servir en algunos casos, especialmente en el uso de la fotografía, pero hay que hervirla para matar los gérmenes que hubiere encontrado en la atmósfera, pues estos la ponen en putrefacción rápidamente.

PROPIEDADES FISICAS.—Estado líquido (a la temperatura ambiente de 20° C), incoloro, inodoro, insípido; el color en pequeñas cantidades es imperceptible, pero en grandes cantidades es azulado (las diferentes coloraciones naturales son debidas según W. S. Spring, aparte de las materias en ella suspendidas a la relación que en las mismas existe entre el ácido carbónico y el carbonato de calcio que se halla en disolución). En el verde Rhin hay 78.6 p. de CO^2, para 1.356 p. de Ca (CO^3); en el azul Ródano 79.5 p. de CO^2 por 786 p. de $Ca(CO^3)$. A la presión de 0.760, hierve a 100° y se solidifica a 0° C; en hielo. Disminuyendo la presión, disminuye el punto de ebullición y aumentada la presión se eleva el punto de ebullición, así: a 2 atmósferas hierve a 121.5° C; a 3 atmósferas, a 134° C.; a 4 atmósferas, a 144° C; a 10 atmósferas de presión, a 180° C.

Por una presión muy grande desciende el punto de congelación. Sólida cristaliza en agujas del sistema exagonal; es mala conductora del calor y de la electricidad.

Enfriándola a partir de 100° C, se contrae de volumen hasta 4° C, en que alcanza su mayor densidad para después congelarse y aumentar de volumen, por consiguiente disminuye su densidad alcanzada.

Este fenómeno es debido a que al cristalizarse el agua a los 0° C, o mejor dicho, entre los 4° y los 0°, los cristales toman una posición que hace aumentar el volumen de la masa y por consiguiente, hacerla menos densa que el agua corriente, por eso es que el hielo flota. Si de 0° C, se calienta hasta llegar a 100° C, se convierte a la presión de 0.760 en vapor; advirtiendo que el agua se evapora a todas las temperaturas, desde la de 0° hasta la de 100°, en la cual pasa toda a vapor. El aumento de volumen del agua por la solidificación es considerable o sea 9.082, casi de 10% de volumen de agua, o mejor que 100 volúmenes de agua a 4° C, al congelarse ocupa un volumen de 109,082. El peso específico del hielo es por eso de 0.91674 (agua a 4° C=1). Por esto es que las vasijas llenas de agua al congelarse se rompen, y con mucha fuerza; a veces es suficiente para separar grandes rocas; esta anomalía al parecer desempeña gran papel en la naturaleza, porque sin ella sería imposible vivir en las regiones donde cae nieve y sobre todo, en los polos, pues los animales acuáticos sería imposible que vivieran seis o más meses congelados. Por enfriamiento cuidadoso y evitando todo movimiento, en un recipiente completamente liso, puede llegarse hasta varios grados bajo 0, sin que el agua se congele y esto se llama sobrefusión, pero con un ligero movimiento o choque se congela en el instante. Las

soluciones de sales se congelan a una temperatura bajo 0. La densidad del agua líquida a 4° C es la unidad para los sólidos y líquidos, la densidad del vapor de agua es de 0.6234 (aire 1), un litro de vapor de agua a 0.760 m. de presión y a 0° C, pesa 0.8064 grs. Un volumen de agua reducido a vapor ocupa un volumen igual a 1,696 volúmenes de vapor a la misma temperatura. El calor de vaporización del agua asciende a 100° C, a 536, 4 calorías. El vapor de agua mezclado a la atmósfera ejerce una presión sobre todo a cuanto le rodea y es lo que se llama tensión del vapor, o fuerza expansiva. Es un disolvente general por excelencia, en ella se disuelve infinidad de substancias sólidas, líquidas y gaseosas.

PROPIEDADES QUIMICAS. — Su reacción es neutra; se une con los óxidos básicos engendrando hidróxidos; y con los óxidos anhidridos engendrando ácidos. Por acción de la corriente continua se descompone el agua previamente disociada en dos volúmenes de H y uno de O. El primero en el polo negativo y el segundo en el polo positivo. Y haciendo la síntesis resulta la inversa; que dos volúmenes de H y uno de O, se unen por la acción de la chispa eléctrica, dando 2 volúmenes de agua al estado de vapor, en esta unión tomando los pesos atómicos del O y del H, a 100° C, dos gramos de H y 16 de O se unen dando 57.2 calorías, y del

peso de este vapor al líquido se libran todavía 9.6 calorías; luego en la unión del H y del O, para formar agua, hay un desprendimiento de calor, de 68.33 calorías, luego el agua es un compuesto muy estable. Algunos elementos como el Na, K, descomponen el agua a la temperatura ordinaria, y otros como el Fe, la descomponen de igual manera sólo que a altas temperaturas. A 1.200° C, empieza a disociarse, es decir, a separarse el H del O, y crece esta disociación a medida que crece la temperatura, siendo completa a 2.500° C, muchas substancias a pesar de estar completamente secas y al abrigo del aire encierran agua ya sea en su cristalización entre sus células, o que la contienen químicamente unida, tal agua químicamente unida en parte quizá al modo de las combinaciones moleculares, se llama agua de cristalización, porque la forma cristalina de la substancia respectiva, y a veces el color (caso del sulfato cúprico), depende de la proporción de agua y de la pérdida de ésta, pierde por completo aquéllas. Las substancias que absorben el agua del ambiente se llaman delicuescentes y las que emiten el agua de cristalización al ambiente se llaman eflorescentes. El nombre de agua de constitución que corresponde a una idea anticuada, se da agua químicamente unida, a una combinación que influye sobre la constitución de la misma, y por cuya pérdida experimenta la combinación una alteración

profunda, al fosfato disódico, le corresponde la fórmula $Na^2H\ (PO^4)$, $12H^2O$; en ella existen 12 partes de agua de cristalización, por cuya eliminación sólo pierde la sal su forma cristalina, pero sigue siendo siempre fosfato disódico, cada dos moléculas de la sal anhidra contiene todavía una molécula de agua, la cual se elimina por calentamiento, resulta la ecuación siguiente:

$2Na^2H(PO^4) \rightarrow H^2O + Na^4\ (P^2O^7)$ Pirofosfato de sodio resultando el pirofosfato que ya es completamente diferente. El agua de hidratación se convenía que era agua químicamente pura, se une a los óxidos básicos o anhidridos para dar hidróxidos y ácidos.

Usos del agua

Como medio de transporte, como disolvente, como alimento, como extinguidor de algunos incendios.

Sólido.—Como ligero anestésico, para conservar las carnes y productos biológicos; agua caliente para esterilización, como descongestionante, para lavar heridas.

Al estado de vapor de agua, contra cortina de ciertos fumígenos, como medio de destrucción de ciertos gases (fosgeno), para activar el poder obscurecedor de ciertos fumígenos, los que al hidratarse forman compuestos sólidos, además se usa el vapor

en las máquinas como medios de fuerza. El agua es descompuesta por el Na o por el K, a la temperatura ordinaria produciendo gran cantidad de calor el H, el cual al inflamarse al contacto de substancias comburentes (cuerpos que tienen oxígeno), produce tal temperatura que es capaz de inflamar y de hacer explotar pólvora bajo de H^2O y pólvoras de ciertas granadas incendiarias. El H^2O se une a ciertos óxidos, produciendo gran desprendimiento de calor $Ca\ O + H^2O = Ca\ (OH)^2$, propiedad que es también usada para inflamar pólvoras debajo del agua. El agua fría se usa como refrigerante de ametralladoras, motores, cañones etcétera. Las substancias que absorben el agua se llaman delicuescentes o higroscópicas el agua forma parte de muchos cuerpos cristalizados (agua de cristalización) y algunos de éstos emiten al aire su H^2O de cristalización, cuerpos eflorescentes. El H^2O de cristalización de ciertas sales es prescrita por los reglamentos de minería, para disminuir la temperatura de inflamación de ciertas pólvoras. En el laboratorio el H^2O se usa como vehículo. Como reactivo del agua se encuentran: el sulfato cúprico, cuando es anhidro es blanco y al hidratarse se vuelve azul. Ciertas sales de Ni y Co cambian fácilmente de coloración por hidratación y deshidratación, propiedad que se usa para hacer las flores higrométricas, muy usadas en la aviación para saber el estado higrométrico de la atmósfera. Para conservar ciertos explosivos (fulminantes de mercurio y nitroglicerina).

26.—Elementos

Litio, sodio, potasio y radical amonio

Litio

Símbolo: Li; N. A 3; P. A. 6; 94; P. M. 13. 88.

Valencia: 1; D. O, 594.

HISTORIA.—Descubierto en la petalita (silicato complejo de aluminio y de litio), por Arfvedsón en 1817. Sin embargo, simple lo obtuvo primeramente Davy y más tarde Brande por vía electrolítica (1855). Lo obtuvieron en cantidades mayores Bunsen y Mathiesen. El nombre de litio se debe a Berzelius, Patten y Mott lo han aislado haciendo la electrolisis de una solución de cloruro de litio en piridina, acetona y alcohol amílico (compuestos del carbono).

Estado natural: Encuéntrase muy difundido en la naturaleza, pero en pequeñas cantidades; en el reino mineral existe en varias rocas y especies mineralógicas:

En el espodumeno o silicato de aluminio y litio: $Li\ Al\ (S_4O_3)^2$;

En la petalita o silicato de aluminio, sodio y litio, $(Li\ Na\ Al\ H\ Si^4O^{10})$;

Trifilina o trifilita, ortofosfato complejo de manganeso, hierro y litio: $(Li\ Rb\ Cs\ Fe\ Mn(Ph\ O^4)$;

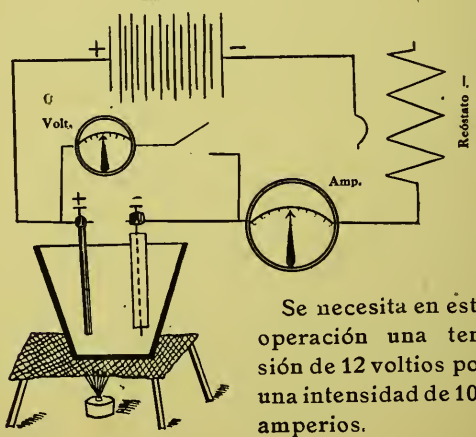
Lepidolita o fluosilicato de aluminio, potasio y litio: $Li\ (KAl^2Si^4Fl^{24})$;

Ambligomita o fluofosfato doble de aluminio y litio: $(Li\ Al\ (PhO^4)\ Fl)$.

En algunas aguas minerales, en el reino vegetal puede demostrarse su presencia en las cenizas de algunas plantas (tabaco), y en el reino animal en algunos líquidos como lo son la sangre y la leche. En la atmósfera solar se ha descubierto por el análisis espectral.

Obtención: Por la descomposición electrolítica del cloruro de litio fundido o de una solución en piridina empleando ánodo de carbón y cátodo de hierro. Para el ánodo o sea el polo positivo, se dirige el cloro y para el cátodo o sea el polo negativo, se dirige el litio (atendiendo a la ley de electricidades). Se efectúa la reacción de la ecuación siguiente:

$$\overset{+\ -}{LiCl} + \text{electricidad} \rightarrow \underset{+}{Li} + \underset{-}{Cl}$$



Se necesita en esta operación una tensión de 12 voltios por una intensidad de 100 amperios.

Fig. 8

La electrolisis del cloruro de litio en una solución de piridina y demás compuestos del carbono, como se ha especificado en la historia de este elemento, tiene la ventaja de que el litio no es atacado por estos cuerpos y además, éstos absorben el cloro que se desprende en el polo positivo. La piridina debe estar recién destilada sobre hidróxido de potasio. Se debe emplear en el polo negativo un alambre de platino.

Propiedades: Sólido blando como la cera, blanco, brillante recién cortado; por el aire se vuelve gris azulado; inodoro, cáustico. Debido a su poca densidad flota en el aceite de nafta o esencia de petróleo. Punto de fusión 180°C, pero no se volatiliza al rojo; su punto de ebullición es de 1,400°C. Calentado en contacto del aire se quema con luz blanca intensa. Es un elemento esencialmente electropositivo. En corriente de hidrógeno se volatiliza. Se combina con todos los elementos electronegativos con gran desprendimiento de energía, pero lo hace muy raramente con los electropositivos. Descompone el agua en frío con desprendimiento de hidrógeno, pero sin inflamarse. Se conserva bajo aceite ligero de nafta para evitar su contacto con el aire. Sus compuestos son parecidos a los de sodio, diferenciándose en la solubilidad de algunos de sus compuestos, que es casi nula, y en el color que le imparten a la llama del bunsen.

Usos: El cuerpo simple solamente se emplea en algunas síntesis orgánicas. Sus compuestos, especialmente el carbonato y cloruro, se emplean en medicina como diuréticos en casos de reuma, diabetes, etcétera. También se usan los compuestos de litio para cohetes de colores, por el color que imparten a la llama. El hidróxido de litio se usa en el acumulador de Edison y para hacer vidrio especial de ópalo y esmaltes.

Sodio

Símbolo Na; N. A. 11; P. A. 23; P. M. 46; Valencia 1; D = 0,974; Sinonimias; Natrium.

HISTORIA: Fué descubierto por Davy en 1807. Aislado en mayor escala y estudiado por Gay Lussac, Thenard, Sainte Claire Deville. Por vía electrolítica fué hecho industrialmente por Castner (1886).

Estado natural: Nunca existe libre, pero sus compuestos son muy abundantes en los tres reinos. Existe en los minerales siguientes: Hialita, sal gema o cloruro de sodio NaCl; Thenardita o sal Glauber sulfato de sodio Na^2 (SO^4); nitro de chile o nitrato de sodio Na (NO^3); criolita o fluoruro doble de aluminio y sodio Na^3AlFl^6, trona o urao, mezcla de carbonato neutro y carbonato ácido de sodio $Na^2(CO^3$ $NaH(CO^3)$ tincal o bórax, tetraborato de sodio $Na^2(Bo^4O^7)$ $10H^2O$. En los líquidos de los ani-

males (sangre, orina, saliva, etc). En los vegetales que crecen cerca del mar y en las costas, en las algas marinas y animales marinos. La mayor cantidad de sales de sodio existe en el mar y sus proximidades.

Obtención: Puede obtenerse por dos procedimientos:

1°—Vía química: Destilando al rojo en un cilindro de hierro una mezcla de carbonato de sodio y carbón en presencia de creta (carbonato de calcio) y condensando el sodio en unas planchas de hierro que sirven de refrigerantes (estas planchas están en una extremidad del tubo mientras la otra extremidad permanece cerrada y distan una de la otra dos milímetros). Se efectúa la reacción de la ecuación de la ecuación siguiente:

$$Na^2(CO^3) + 2C \rightarrow 2Na + 3CO$$

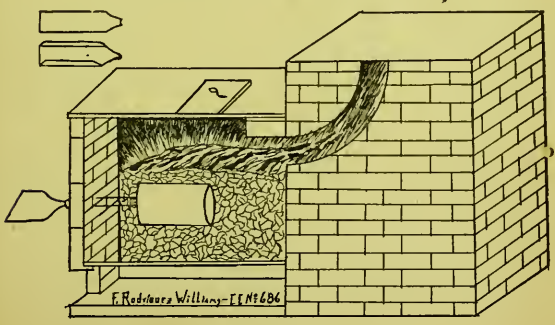


Fig. 9

2º—Vía electrolítica, en el aparato de Castner. Se usa el hidróxido de sodio fundido. Se efectúa la reacción de la ecuación:

$$\overset{+\,-}{NaCl} + \text{eléctr.} \rightarrow \underset{-}{Na} + \underset{+}{Cl}$$

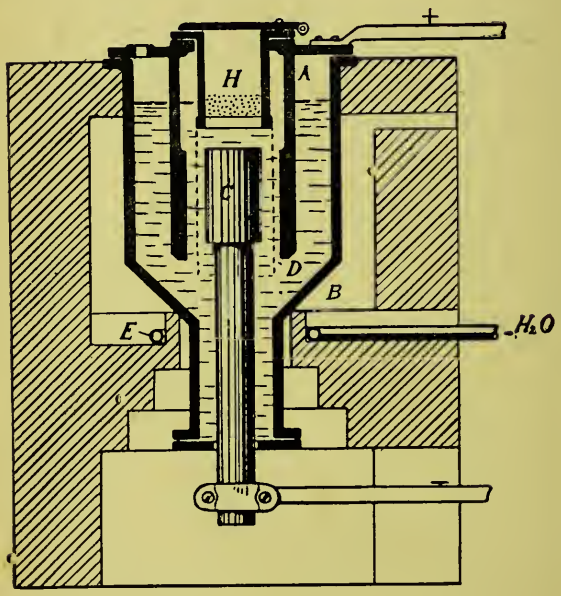


Fig. 10

El sodio y el hidrógeno se desprenden en el polo negativo de donde es extraído el sodio con una espumadera y de allí es rápidamente introducido en aceite de nafta.

El aparato de Castner, según la figura número 10 está formado por una botella de hierro cortada por la parte inferior, invertida. Por la parte inferior entra un vástago de hierro que ha sido cuidadosamente aislado de la botella en el que se conecta el polo negativo. Este vástago se encuentra cubierto por la parte superior de un cilindro de lámina de níquel que tiene en la parte inferior una serie de agujeros finos a manera de una tela metálica para separar el sodio del resto del hidróxido fundido. Además, posee una tapadera que tiene una válvula para dejar salir el gas de hidrógeno que evita la oxidación del sodio, formándole una atmósfera inerte gracias a este dispositivo. El polo positivo está formado por dos barras de grafito en donde se desprende el oxígeno.

Propiedades: Tiene las mismas propiedades que el litio. Sus compuestos se diferencian en la solubilidad, en la coloración que imparten a la llama, y en la insolubilidad del piroantimoniato doble de potasio y sodio y del acetato doble de uranio y sodio. P. F. 97° C. P. eb. 742° C. (Véanse las demás propiedades en el laboratorio.)

Usos: El sodio se usa en síntesis orgánica en odontología para destruir la grasa y limpiar los conductos de los dientes; en la guerra para ciertas granadas incendiarias y para hacer explotar pólvoras bajo la influencia del agua. Sus compuestos tiene aplicaciones diversas en medicina y en la industria.

---

(1) Bomba americana marca I.

Potasio

Símbolo: K; N. A. 19; P. A. 39; P. M. 78.

Valencia: 1; D 0.86.

Sinonimias: Kalium.

HISTORIA.—Descubierto por Davy, estudiado y obtenido en mayores cantidades por Gay Lussac, Thenard y Curandan.

Estado natural: Nunca existe libre, pero sus compuestos son abundantes; existe en los minerales siguientes:

Silvina, cloruro de potasio KCl;

Carnalita, cloruro doble de magnesio y potasio hidratado: KCl, $MgCl^2 6H^2O$;

Alunita, sulfato doble de aluminio y potasio hidratado $KAl\ (SO^4)^2 12H^2O$;

Salitre, nitrato de potasio, $K(NO^3)$ en las paredes viejas.

Ortosa, silicato doble de aluminio y potasio $KAl\ (SiO^3)$; mica, silicato de aluminio, magnesio y potasio: $KMgAl\ (SiO^3)^3$;

En las cenizas de los vegetales que crecen lejos del mar al estado de carbonato de potasio: $K^2(CO^3)$. También existen en el granito. Es el constituyente principal de los tejidos animales.

Obtención: Se obtiene de la misma manera que el sodio.

Propiedades: Tiene las mismas que el sodio, diferenciándose únicamente en la poca solubilidad del perclorato, tartrato, picrato y cloroplatinato y en la coloración que producen sus compuestos a la llama. Además al proyectarlo en el agua la descompone e inflama el hidrógeno desprendido sin necesidad de fijarlo como en el caso del sodio. P. f 62° C. P. eb. 667° C.

Usos: Los mismos usos que el sodio.

Resumen comparativo: Los elementos de la familia principal de la primera columna, reciben el nombre de elementos alcalinos y en sus pesos atómicos y en densidades aumentan progresivamente como se puede notar en los números de cada elemento, todos son menos densos que el agua y proyectados sobre ella quedan en su superficie. El punto de fusión y el punto de ebullición disminuyen del litio al potasio. Así:

Elementos:	Punto de fusión:	Punto de ebullición:
Litio	180° C	1400° C
Sodio	97.6° C	887.5° C
Potasio	62.1° C	757.5° C

Todos estos elementos tienen brillo, descomponen el agua, se conservan en esencia de petróleo para evitar su contacto con el aire, por su fácil oxidación y son blandos como la cera. Para la obtención de estos elementos por electrolisis se emplean sus hidróxidos en fusión, debido a la baja temperatura con que funden.

Propiedad notable de estos elementos es la de emitir electrones bajo la influencia de la luz y por lo tanto de producir corrientes variables, proporcionales a la intensidad luminosa recibida cuando están sometidos a potencial suficientemente elevado en circuito recorrido por una corriente continua; entonces las impresiones luminosas transformadas en corrientes eléctricas variables, pueden accionar circuitos que permiten enviar a distancia ondas moduladas para convertirlas nuevamente en ondas luminosas o sonoras en los aparatos receptores de telefotografía, televisión y cine sonoro. Tiene importancia desde el punto de vista industrial el sodio y el potasio.

Radical amonio

Fórmula: (NH^4); P. M. 18.

Valencia: 1.

Sinonimias: Amonium.

HISTORIA.—Ampere admitió el radical amonio en 1826 y Berzelius desarrolló su teoría.

Estado natural: Véase nitrógeno y amoníaco.

Obtención: (Véase en el laboratorio, figura 13)

Propiedades: Como no se ha podido aislar no se conoce su estado, color, olor, etcétera, pero sus compuestos son muy parecidos a los compuestos de los elementos de la familia principal de la primera columna, y al quererlo poner en libertad, lo que se obtiene es amoníaco. (Véase este compuesto.)

El radical amonio es la combinación del hidrógeno con el nitrógeno, cuando éste elemento funciona con cinco valencias de las cuales cuatro tiene ocupadas por hidrógeno y una le queda libre para poder unirse a los otros elementos electronegativos o radicales ácidos y formar así compuestos parecidos a los de los elementos litio, sodio y potasio. El cloroplatinato de amonio es insoluble.

Usos: Sus compuestos tienen aplicación en la industria y en la medicina.

27.—Carbonatos de sodio y nitratos

Cloruro de sodio

Na Cl D. 2. 2.

Sinonimias: cloruro sódico, sal de cocina, sal marina, sal, sal común, natrium chloratum, natrium soda, hialita, sal gema.

HISTORIA.—Conocida desde los tiempos remotos. "Nada más útil que el sol y la sal", decía el adagio romano, indicando la importancia de este cuerpo; la palabra salario se deriva de sal, por constituir parte de la ración diaria que recibía el soldado romano.

Estado natural: Abunda en la naturaleza de algunos ríos, lagos y mares salados. También se encuentra en las minas y en los reinos animal y vegetal.

Obtención: Cuando existe en minas de sal gema, sólo se arranca y pulveriza, pero si contiene materias terrosas, o si se extrae de las aguas del mar, hay que disolverla y filtrarla en poca agua, para después evaporar el agua; ya en calderas apropiadas o con ayuda del sol en patios destinados al efecto.

Propiedades: Cristaliza en cubos. P. f. 720° C. (Las demás propiedades, véanse en el laboratorio.)

Usos: Como condimento del que no se puede prescindir por mucho tiempo. Sirve para la obtención del ácido clorhídrico y carbonato de sodio, sal amoníaco y otros preparados, así como agente de conservación y para muchos usos industriales. Como contraveneno del nitrato de plata. En medicina para mantener y elevar la presión arterial. Obra también como hemostático, en estado de suero fisiológico, solución de cloruro de sodio al 9 por mil, para dar color amarillo a las llamas, en artificios de señales, para disminuir el calor de descomposición en ciertos explosivos de minas en las cuales es reglamentada cierta temperatura.

Carbonato neutro de sodio

$Na^2(CO^3)+10H^2O$; D. 4.63.

Sinonimias: carbonato sódico neutro, natrium carbonicum, sal sodae, monocarbonato sódico, carbonato sódico neutro, soda, carbonato disódico, álcali vegetal, cristal de sosa, sal barillas, sal de sosa.

HISTORIA.—Se conoce desde tiempos antiguos con el nombre de sosa efervescente hasta el siglo XVIII fué diferenciado del carbonato de potasio por Duhamel y Margraff. El natriúm de los antiguos era carbonato de sodio. Hasta fines del XVIII se obtenía de las plantas costeras y marinas hasta que Nicolás Leblanc, médico de cámara del Duque de Orleans en unión de Dizé había explotado en Saint Dennis una fábrica de sosa, estableciendo la preparación artificial de la misma partiendo del cloruro de sodio. Después el procedimiento de Leblanc fué substituído por el Solvay.

Obtención: Procedimiento de Leblanc: Se transforma primero el cloruro de sodio en sulfato por acción del ácido sulfúrico, después en carbonato calentándolo en hornos giratorios al rojo en contacto al carbonato de calcio y carbón según las reacciones de las ecuaciones siguientes:

$$Na^2(SO^4) + C \rightarrow Na^2S + Ca\,(CO^3).$$

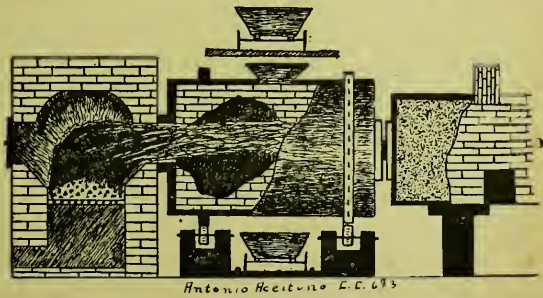


Fig. 11

Se lixivia el producto y se evapora hasta la cristalización del carbonato de sodio.

Procedimiento de Solvay: Se hace reaccionar una solución saturada de cloruro de sodio con carbonato ácido de amonio, con lo cual se forma carbonato ácido de sodio según la reacción de la ecuación:

$$Na\,Cl + (H^4N)\,H\,(CO^3) \rightarrow$$

este carbonato ácido de sodio resultante se calienta a 100° efectuándose la reacción de la ecuación:

$$2NaH\,(CO^3) + \Delta =$$

Propiedades: Grandes prismas monoclínicos claros o pirámides truncadas que se eflorescen al aire. (Las demás propiedades véanse en el laboratorio.)

Usos: Se usa frecuentemente en las artes y en la industria, así como en los laboratorios farmacéuticos y analíticos. Para disolver el cerumen endurecido del conducto auditivo externo, para disolver los cálculos vesiculares del ácido úrico, para el blanqueo del algodón. En las máscaras contra gases como neutralizante de los ácidos y gases tóxicos.

Carbonato ácido de sodio

$NaH\,(CO^3)$; D. 2.22.

Sinonimias: natrium bicarbonicum, natrium carbonicum acidulum, bicarbonato sódico, carbonato monosódico, carbonato sódico ácido, bicarbonato de sosa, carbonato sódico ácido, sal de Vichy.

HISTORIA.—Fué obtenido primeramente por Valentín Rose.

Estado natural: (Véase sodio).

Obtención: (Véase la del carbontao de sodio).

Propiedades: Pequeñas tablas monoclínicas, generalmente en costras. (Las demás propiedades véanse en el laboratorio.)

Usos: En la industria para descortezar la seda, como levadura en polvo para líquidos de dorar y platinar, para lavar la lana, para preparar bebidas gaseosas y refrescantes, para limpiar objetos de oro y plata, para lavar tejidos de lana, para blanquear la dentadura, en máscaras contra gases como neutralizante de ácidos y gases tóxicos.

Nitratos

Sodio

Na (NO^3); D. 2.236.

Sinonimias: nitrato sódico, natrium nitrium, natrium cubicum, nitro sódico, nitro cúbico, nitro de Chile, sosa nitrada.

HISTORIA.—Descubierto por Juan Bohn, y después Duhamel y Margraff lo estudiaron más detenidamente.

Estado natural: Véase sodio; se encuentra en el Perú y Chile en las llanuras llamadas calicheras, que son los yacimientos del mineral llamado caliche o tierra salitrosa, que contiene por lo menos

70% de nitrato de sodio. La costra tiene un espesor de 0.50 a 1.50 metros, con una extensión de más de 14,000 km^2, está cubierto por una capa delgada llamada chuca, luego viene la costra y después el caliche, que queda sobre una capa de piedra llamada congelo.

Obtención: Se vuela la costra rocosa que existe encima del caliche, por medio de dinamita o pólvora y luego la tierra que sale se lixivia con agua hirviendo y las soluciones previamente aclaradas se hacen cristalizar en cubas de hierro. Los cristales formados, después de escurridos sobre una superficie inclinada, expuestos a corrientes de aire y removiéndolos continuamente, se desecan. Se puede purificar tratándolo por medio de una solución de carbonato neutro de sodio para precipitar los compuestos de magnesio y luego el filtrado, por ácido nítrico hasta cristalización.

Propiedades: Cristaliza en romboedros incoloros, delicuescentes al aire húmedo, las demás propiedades véanse en el laboratorio.

Usos: Como abono mineral, para la obtención del nitrato de potasio, del ácido nítrico, del ácido sulfúrico, nitrito de sodio y algunos explosivos, para conservar carnes, en metalurgia, en la fabricación del vidrio. En medicina se usa al interior en vez de nitrato de potasio en la disentería y enfermedades inflamatorias febriles agudas. Al exterior en faumentos en el reumatismo, adenitis.

28.—Hiposulfito de sodio, nitrato de potasio, permanganato de potasio, bicromato de potasio, nitrato de amonio, clorato de potasio, cloruro de amonio

Hiposulfito de sodio

$Na^2(S^2O^3)$, $5H^2O$; P. M. 248; D. l. 7; Sin. Tio sulfato de sodio, natrium hiposulfurosum.

Obtención: Se disuelve el azufre en una solución de sulfito neutro de sodio, tomando las cantidades siguientes:

Carbonato de sodio cristalizado	320 gramos
Agua destilada	640 gramos
Azufre cristalizado	40 gramos

Se disuelve el carbonato en el agua y la solución es dividida en dos partes iguales. En una se hace pasar hasta saturación una corriente de anhídrido sulfuroso; se forma sulfito ácido de sodio según la ecuación:

(Nº 1) $Na^2(CO^3) + H^2O + 2SO^2 \rightarrow 2NaH(SO^3) + O^2C$

Se agrega el resto del carbonato para transformarlo en sulfito neutro así:

(Nº 2) $2NaH\,SO^3) + Na^2(CO^3) \rightarrow Na^2(SO^3) + H^2O + CO^2$

Se hace hervir para desalojar el exceso de anhídrido sulfuroso y se agrega el azufre manteniendo la ebullición hasta que el azufre se disuelve. Se

efectúa la ecuación $Na^2(SO^3) + S \rightarrow N^2(S^2O^3)$. Se filtra y evapora hasta el tercio de su volumen (D. 138) ó (42 Bé) y a suave temperatura se deja cristalizar.

Propiedades: Cristales voluminosos en prismas romboidales oblicuos o monoclínicos. (Las demás propiedades véanse en el laboratorio.)

Usos: En caretas como anticloro y contra el ácido cianhídrico.

Nitrato de potasio

$K(NO^3)$; D. 2.10.

Sinonimias: kali nitricum, kalium nitrum, nitrum depuratum, nitrato de potasa, nitro, nitro prismático, salitre, sal de nitro, nitro de Bengala.

HISTORIA.—Llamado por Geber en el siglo VIII sal petrae, la sal denominada nitrum en los escritos de historia natural antiguos era el carbonato de sodio. La descripción y manera de obtener el salitre se debe a Jorge Agrícola en el siglo XVI.

Estado natural: Véase estado natural del potasio. Además, existe en algunas aguas y no en pocas plantas (borrago, datura, tabaco, etcétera).

Obtención: Se prepara haciendo actuar cloruro de potasio sobre una solución caliente de nitrato de sodio, filtrando en caliente y dejando cristalizar la solución de nitrato de potasio formado, quedando el cloruro de sodio en el filtro, se efectúa la reacción de la ecuación:

$$Na(NO^3) + KCl = NaCl + K(NO^3)$$

Para preparar pólvora, se le refina por cristalización y lavado.

Propiedades: Prismas ortorrómbicos, las demás propiedades véanse en el laboratorio.

Usos: Para la fabricación de la pólvora, de abonos, para salitrar carnes, como fundente y como oxidante en metalurgia, en pirotecnia, para obtener mezclas frigoríficas, en tintorería, cerámica, fabricación de quesos, ácido nítrico, y algunas preparaciones farmacéuticas. En medicina, como hipotensor, antipirético y diurético, en las bronquitis, neumonía, reumatismo agudo y en el sarampión. En uso externo en polvos tópicos, en úlceras pútridas y gangrenosas, para colutorios y gargarismos.

Permanganato de potasio

$K(MnO^4)$; D. 2. 71.

Sinonimias: kalium hypermanganicum, kali hipermanganicum, permanganato de potasa, camaleón violeta, camaleón mineral.

HISTORIA.—Glauber observó en 1659 que al fundir manganesa (peróxido de manganeso), aparecen fenómenos peculiares de coloración, hecho que más tarde estudiaron detalladamente Pott y especialmente Scheele. El ácido mangánico y permangánico los llegó a distinguir primeramente Forchamer y luego después Mistterlich.

Obtención: Se comienza por obtener el manganato de potasio para lo cual se mezcla peróxido de manganeso con hidróxido de potasio y un oxidante o el oxígeno del aire, efectuándose la reacción de la ecuación: $MnO^2 + 2K(OH) + O \rightarrow H^2O + K^2(MnO^4)$; este manganato se disuelve en agua y se le hace pasar una corriente de oxígeno ozonizado o anhídrido carbónico, se efectúan las reacciones de las ecuaciones siguientes:

$$K^2(MnO^4) + O + H^2O \rightarrow 2K(MnO^4) + 2K(OH)$$

$$3K^2(MnO^4) + 2CO^2 + H^2O \rightarrow$$
$$2K(MnO^4) + 2K^2(CO^3) + H^2O + MnO^2$$

Se deja pasar la corriente de gases hasta que toda la solución toma color rojo violado y ha desaparecido el color verde del manganato.

Propiedades: Prismas rómbicos anhidros, dicroicos (las demás propiedades véanse en el laboratorio).

Usos: En la industria se emplea para blanquear fibras textiles, para decolorar aceites, grasas, ceras, para purificar anhídrido carbónico, hidrógeno, ácido acético; en síntesis orgánicas, en fotografía, para esterilizar el agua de bebida, para mordentar telas y madera, en análisis químico, como oxidante en la preparación de ciertas pólvoras (permanganatadas). Sus soluciones y la sal pura deben guardarse en frascos de vidrio de tapón esmerilado y al abrigo de la luz para que no se alteren. Lavados higiénicos, etcétera.

Bicromato de potasio

$K^2(Cr^2O^7)$; D. 269.

Sinonimias: kalium bicromicum, kalium cromicum rubrum acidulum, cromato rojo ácido de potasa o potasio, dicromato de potasio.

Obtención: El hierro cromado finamente pulverizado es tratado por carbonato de potasio y nitro, se lixivia el producto resultante en agua caliente y luego el cromato resultante transformado en bicromato por medio de ácido nítrico, se efectúan las reacciones de las ecuaciones: $2FeOCr^2O^3 + 4K^2(CO^3) + 70 \rightarrow Fe^2O^3 + 4CO^2 + 4K^2(CrO^4); 2K^2(CrO^4) + 2H(NO^3) \rightarrow 2K(NO^3) + H^2O + K^2(Cr^2O7)$.

Propiedades: Prismas o tablas triclínicas. (Las demás propiedades véanse en el laboratorio.)

Usos: Es un oxidante enérgico, empleado como el permanganato de potasio en numerosas preparaciones de compuestos orgánicos, bajo la forma de mezcla crómica (bicromato de potasio y ácido sulfúrico). Sirve también para la preparación del anhídrido crómico. En la industria de los colores, en el estampado de las telas. En medicina como cáustico. Al interior en la sífilis y tisis. En lápices para cauterizar placas mucosas, úlceras escrofulosas y cancerosas, en soluciones para pincelar pólipos nasales y contra los sudores de los pies. Para endurecer las preparaciones anatómicas microscópicas. Entra como comburente en las pólvoras cromatadas.

Nitrato de amonio

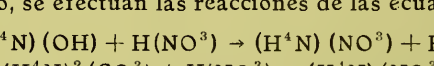
$(H^4N)\ (NO^3)$ D. 1.7.

Sinonimias: nitro inflamable, nitrum flamans.

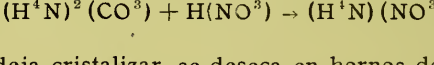
HISTORIA.—Los antiguos le daban la última denominación.

Estado natural: Se encuentra en la atmósfera en pequeñas cantidades y en los meteoros acuosos, sobre todo después de las tempestades. También se encuentra en algunos terrenos.

Obtención: Se prepara neutralizando la solución de hidróxido de amonio o de carbonato de amonio por el ácido nítrico y se evapora después la solución hasta formación de película en la superficie del líquido, se efectúan las reacciones de las ecuaciones:



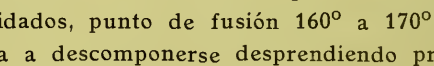
$$(H^4N)\,(OH) + H(NO^3) \rightarrow (H^4N)\,(NO^3) + H^2O$$



$$(H^4N)^2\,(CO^3) + H(NO^3) \rightarrow (H^4N)\,(NO^3)$$

Se deja cristalizar, se deseca en hornos de mufla y se guarda en recipientes bien tapados para preservarlos de la humedad.

Propiedades: Cristaliza en prismas exagonales piramidados, punto de fusión 160° a 170° C, comienza a descomponerse desprendiendo protóxido de nitrógeno según la reacción de la ecuación:



$$(H^4N)\ (NO^3) + \text{fuego} =$$

En estado de fusión, es un oxidante enérgico. Calentado bruscamente, se descompone con explosión a una temperatura superior a 200° C. Las demás propiedades véanse en el laboratorio.

Ocuparía el puesto del nitrato sódico si no fuera todavía más higroscópico, lo que obliga a barnizar las cubiertas de los cartuchos en los que entra como componente.

Usos: Para preparar protóxido de nitrógeno; para preparar la "roburita", explosivo compuesto de nitrato de amonio, dinitrobenceno y cloronitrobenceno y para otros explosivos de seguridad.

Clorato de potasio

$KClO^3$. Peso molecular. Densidad 2.35 a 17° C.

Sinonimias: Sal de Berthollet, kalium oximuriático.

HISTORIA.—Preparado por primera vez por Berthollet; Gay Lussac determinó su composición; Stadión observó la producción del clorato de potasio en la electrólisis del cloruro de potasio.

Obtención: Haciendo pasar cloro por una solución de K(OH) concentrada y caliente, efectuándose la reacción de la ecuación siguiente:

$$6K(OH) + 6Cl = 5KCl + 3H^2O + K(ClO^3)$$

Propiedades: Tablas o escamas monoclínicas. Las demás propiedades véanse en el laboratorio.

Usos: Tiene aplicación extensa en pirotecnia, en la fabricación de encendedores, torpedos, del negro de añilina, en el estampado de telas, cerillos, pólvoras de minas. La pólvora Siemens contiene, además del clorato, salitre y parafina que puede reemplazarse por el asfalto. La pólvora verde con-

tiene clorato de potasio, ácido pícrico y prusiato amarillo de potasio. A pesar de su nombre, esta substancia, por la influencia de la humedad, se tiñe rápidamente de un matiz amarillo acentuado. En medicina, al interior, en la estomatitis y salivación mercurial, difteria, catarro vesical, dispepsia, contra las hemorragias, como profiláctico en el aborto habitual de fondo no sifilítico. Al exterior como polvo tópico en las úlceras cancerosas, para colutorios y gargarismos en las aftas, anginas, también en forma de tabletas como excitante de las secreciones salivares y urinarias.

Cloruro de amonio

$(H^4N)Cl$. D. 1.5. Densidad de su vapor a 350 grados C, es de 0.92, mientras que según la teoría debería alcanzar 1.84.

Sinonimias: Ammonium chloratum, Ammonium hidrochloratum, ammonium muriaticum, ammonium hydrochloratum. Sal ammoniacum, sal amoníaco, salmiac.

HISTORIA.—Herodoto (siglo V antes de J. C.) y más tarde Estrabón (principios de nuestra era), menciona la sal que se halla junto al templo de Júpiter Ammon en Libia. Sin embargo, con mucha frecuencia se confundía esta sal con la sal gema, hasta que Geber en el siglo VIII fué el primero en distinguir la sal amoníaco de un modo indudable.

Estado natural: Se encuentra en pequeña cantidad en estado sólido en la proximidad de los volcanes activos, en los *suffione* de Toscana, en la sal gema, en la hulla, en el agua del mar y en el cuerpo animal. Antiguamente, procedía de la India y de Egipto, por sublimación del hollín que se formaba de quemar los excrementos de camello mediante la adición de sal común.

Obtención: Se neutraliza el amoníaco por el ácido clorhídrico en solución y se evapora hasta cristalización, se efectúa la reacción de la ecuación:

$$H^3N + HCl = (H^4N)Cl$$

Puede el producto sublimarse y volver a cristalizarlo para su purificación.

Propiedades: Cristaliza en octaedros o cubos, estos se agrupan en forma de plumas, cuando la cristalización se hace por vía húmeda. Al rojo se sublima, descomponiéndose parcialmente. El cloruro de amonio en masa es difícil de pulverizar, a causa de su elasticidad y tenacidad. Se combina con multitud de cloruros dando sales dobles. Las soluciones manifiestan reacción débilmente ácida. Las demás propiedades véanse en el laboratorio.

Usos: Para soldar metales, para el estaño, para estapar algodón, en la fabricación de pilas secas, como reactivo en química analítica, como medicamento en medicina, para obtener amoníaco.

En guerra, como fumígeno en granadas, tiene el inconveniente que para vaporizarse necesita una temperatura de 350 grados, por lo que hay que po-

nerlo asociado a substancias que por su combustión desarrollen esta temperatura. Entra en las granadas B. M.

29.—Elementos

Glucinio, magnesio, calcio, estroncio y bario

Glucinio

Símbolo: Gl o Be; N. A. 4; P. A. 9.02; P. M. 18.04.
Valencia: 2; D=1.83.
Sinonimias: Berilo.

HISTORIA.—Su existencia fué notada por Vauquelin en la esmeralda (1797). Aislado primeramente por Wholer y Bussi, en mayor cantidad por Debray.

Estado natural: Nunca existe libre. Entre sus principales minerales tenemos: Berilo o silicato doble de aluminio y glucinio $3GlO, Al^2O^3\ 6SiO^2$, que cuando posee color azul recibe el nombre de piedra marina, y cuando es verde, esmeralda; fenacita o pirosilicato de glucinio $Gl^2(SiO^4)$; crisoberilo, óxido de aluminio y glucinio GlO, Al^2O^3, en la esclasa y en la gadolinita.

Obtención: Por electrolisis de su cloruro en fusión. Se recoge en el polo negativo por ser electropositivo. Se efectúa la reacción de la ecuación:

$$GlCl^2 = \underset{-}{Gl} + \underset{+}{2Cl}$$

También se puede obtener por substitución empleando un elemento de la familia principal de la primera columna y un compuesto de glucinio. Por electrolisis del floururo doble de glucinio y sodio:

$$Na^2GlFl^4 =$$

Propiedades: Sólido, cristaliza en prismas exagonales, blanco brillante parecido al de la plata, inodoro insípido. Punto de fusión 1000° C. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico lo atacan con desprendimiento de hidrógeno, lo mismo que los hidróxidos de sodio y potasio. El ácido nítrico no lo ataca. Se quema en el Cl, en el Br y en el yodo. Los compuestos de glucinio son cristalizados, solubles en el agua, inodoros, pero su sabor es muy dulce, por lo que le viene el nombre de glucinio, de glucos, glucosa, que es un azúcar que se extrae de algunos frutos (azúcar de uvas). Se combina con el N. S. Ph. Lo disuelven y atacan los álcalis, no se une, ni con el Mg ni con el Hg. No descompone al agua aun a la ebullición.

Usos: Sus compuestos pueda ser que se empleen en medicina para endulzar las bebidas de los diabéticos. Tiene el Gl un módulo de elasticidad superior al acero (30,000 Kgr. mm^2.) En mecánica, bronces de Gl para conos, hélices, cinceles, martillos de las fábricas de pólvoras y explosivos, porque no dan chispa por el choque, en forma de aleaciones (se alea con el Cu, al Fe o Ni), en aviación, por dar a estos cuerpos un endurecimiento estructural gran-

de. Para fabricar ventanas, para la salida de los rayos X y aparatos de ionización, para aceros al glucinio.

La conductibilidad eléctrica es 12 veces mayor que la del cobre.

Magnesio

Símbolo: Mg; N. A. 12; P. A. 24; P. M. 48.

Valencia: 2; D. 1.75.

HISTORIA: Davy intentó aislarlo por medio del vapor de potasio sobre sus compuestos; Bussi y Sainte Clarie Deville lo aislaron en 1840 por acción del sodio sobre el cloruro de magnesio. Faraday y Bunsen lo han obtenido industrialmente por electrólisis de la carnalita.

Estado natural: Existe en los minerales siguientes: bischofita, cloruro de magnesio hidratado $MgCl^2 6H^2O$; carnalita, cloruro doble de magnesio y potasio hidratado $KCl, MgCl^2, 6H^2O$;

Kieserita, sulfato de magnesio monohidratado: $Mg(SO^4), H^2O$;

Epsonita, sulfato de magnesio hepta hidratado: $Mg\ (SO^4), 7H^2O$;

Gioberita, carbonato de magnesio: $Mg\ (CO^3)$.

Dolomita, carbonato doble de calcio y magnesio: $Mg(CO^3).\ Ca(CO^3)$.

Talco, silicato de magnesio, anhídrido: $Mg(SiO^3)$.

Cuando es hidratado recibe diversos nombres, según su cristalización, olivino, esteatita y asbesto. En las aguas del mar existe en regular cantidad, en algunas aguas medicinales, al estado de fosfato en los huesos de los animales y en algunas semillas, también existe en el guano (excremento de algunos animales marinos).

Obtención: Por electrólisis de su cloruro en fusión. Se efectúa la reacción de la ecuación:

$$MgCl^2 = \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots$$

Propiedades: Sólido, cristalizado en octaedros regulares, dúctil, maleable, duro, oxidable al aire húmedo, inodoro e insípido. Se funde de 700 a 800° C, destila a 1100° C. Se combina con todos los elementos negativos y con los ácidos para dar los compuestos de magnesio que son cristalizados y la mayor parte de ellos delicuecentes muy solubles en el agua. Su sulfato es soluble en el agua, lo que los distingue de los otros elementos de su familia. Con el oxígeno desprende gran cantidad de energía luminosa y colorífica al unirse. No descompone el agua en frío sólo a la ebullición.

Usos: Para tomar fotografías en la obscuridad, para fuegos artificiales y en guerra para señales, luces de bengala, y como térmico con cuerpos oxidantes: Fe^2O^3. MnO^2, para proyectiles luminosos, bujías fumígenas. Sus compuestos se usan mucho en medicina, sobre todo sus sales solubles para úlceras incurables y para corregir la digestión; en los niños se usa el óxido.

El talco para polvos, el asbesto, amianto y óxido se usan en la industria como refractarios al calor. Véase fórmulas.

Calcio

Símbolo: Ca; N. A. 20; P. A. 40. P. M. 80.

Valencia: 2; D. 1.42.

HISTORIA. — Bergman indicó primeramente la coloración que imparten a la llama los compuestos de calcio. Lo aislaron en 1808 Davy y Faraday, por electrólisis del óxido de calcio, recibiendo el calcio en el polo negativo sobre mercurio para formar amalgama, la que se destila en atmósfera inerte, para separar el calcio del mercurio (atmósfera de helio). Industrialmente lo han obtenido Bunsen y Mathiesen, por electrólisis del cloruro de calcio fundido.

Estado natural: Existe muy esparcido en la naturaleza, formando los minerales siguientes: fluorina, fluoruro de calcio $CaFl^2$; clorocalcita, cloruro de calcio $CaCl^2$; taquidrita, cloruro doble de calcio y magnesio $MgCl^2CaCl^2$; gipso o yeso, sulfato de calcio $Ca(SO^4)$ $1\frac{1}{2}$ H^2O; apatito, fluiocloro-ortofosfato de calcio $Ca^4(PhO^4)^2Cl^2Fl^2$; al estado de carbonato de calcio se presenta en diversas formas, tomando distintos nombres según sea su cristalización o sea amorfo $Ca(CO^3)$. Así: espato de Islandia, aragonito, calcita, mármol, caparazón de moluscos, etcétera; en los huesos al estado de ortofosfato de calcio:

$$Ca^3(PhO^4)^2$$

En los vegetales también existe.

Obtención: Por electrolisis del cloruro de calcio en fusión.

Propiedades: Son parecidas a las del magnesio, solamente que es un poco amarillento y más oxidable, por lo que se le conserva en aceite de nafta, descompone el agua en frío. Sus compuestos se diferencian en la insolubilidad del sulfato y en la coloración que le imparten en la llama.

Usos: Tiene las mismas aplicaciones que el magnesio. Sus compuestos tienen aplicación en la industria y en la medicina. A base de calcio son los cementos, mezclas para construcciones para abonos, etcétera.

Estroncio

Símbolo: Sr; N. A. 38; P. A. 87; P. M. 175.20.

Valencia: 2; D = 2.54.

Sinonimias: Strontium.

HISTORIA. — Descubierto por Crawford, en Strontian, Escocia. Lo han estudiado Hope y Klaproth. Davy, Bunsen y Mathiesen lo han obtenido en gran escala.

Estado natural: Existe en los minerales siguientes: ceslestina o celestita, sulfato de estroncio Sr (SO^4); estroncianita, carbonato de estroncio Sr (CO^3); generalmente se encuentra donde se encuentra el calcio.

Obtención: De la misma manera que se obtiene el calcio, empleando en vez de cloruro de calcio en fusión cloruro de estroncio.

Propiedades: Parecidas a las del calcio. Diferencian en la coloración que imparten a la llama sus compuestos y en que una solución al uno por mil de sulfato de calcio precipita las sales solubles de estroncio. Además es un poco más amarillo que el calcio.

Usos: Sus compuestos se usan en pirotecnia para colorear cohetes en los fuegos de Bengala.

Bario

Símbolo: Ba; N. A. 56; P. A. 137; 3; P. M. 274. Valencia 2; D. 3.6.

HISTORIA.—Scheele y Gahn lo hicieron notar primeramente en la tierra pesada. Berzelius, Pontevin, Davy y Guntz lo han aislado. En mayor escala lo han obtenido Bunsen y Mathiessen, por electrolisis del cloruro de bario en fusión.

Estado natural: Existe en los minerales siguientes: baritina, sulfato de bario Ba (SO^4) llamado también espato pesado; witerita, carbonato de bario Ba (CO^3).

Obtención: La misma que el calcio, empleando cloruro de bario en fusión.

Propiedades: Las mismas que el anterior, diferenciándose en la insolubilidad hasta en el agua regia del sulfato de bario. Sus compuestos precipitan por soluciones de cromato de potasio, cromato de bario; de fluosilicato de potasio, blanco gelatinoso de fluosilicato de bario.

Usos: Al estado puro notienen aplicaciones. Sus compuestos se usan en pirotecnia por el color que imparten a la llama. Entre sus compuestos el sulfato de bario se usa para tomar radiografías del aparato digestivo por ser opaco a los Rayos X.

30.—Oxido de magnesio, sulfato de magnesio, óxido de calcio

Oxido de magnesio

MgO; P.M. 40; D. la ligera de 2.7 a 3 y la pesada de 3.5 a 3.8.

Sinonimia: magnesia calcinada, magnesia descarbonatada, magnesia usta, magnesium oxidatum.

Obtención: Por calcinación del carbonato de magnesio, según la ecuación: $Mg(CO^3)=MgO+CO^2$.

Se introduce el hidrocarbonato de magnesio en polvo en un crisol y se calienta al rojo sombra hasta que tomada una muestra, no haga más efervescencia con ácido sulfúrico. Se reemplaza a menudo el

crisol por vasos de tierra no barnizada llamados "Camions", que se superponen haciéndolo comunicarse por una abertura practicada en el fondo del vaso superior. Puede uno servirse de vasos de palastro delgado, en los cuales la descarbonatación se hace a más baja temperatura. Se obtiene así la magnesia ligera, o magnesia francesa; 100 gramos de carbonato dan alrededor de 43 gramos de óxido. La magnesia pesada o magnesia inglesa, se prepara con el hidrocarbonato y agua, haciendo una pasta que se seca en la estufa y se calcina en un crisol a alta temperatura. Como se ve, las dos formas de magnesia se deben a que la ligera no se pasa del rojo en su preparación y la pesada sí. La primera se disuelve en los ácidos mejor, pero la segunda, a causa de su volumen más reducido, es de empleo más cómodo, sobre todo en la confección de papeles y obleas.

Propiedades: (Véanse en el laboratorio).

Usos: Se prescribe como contraveneno en la intoxicación por arsénico asociado a los óxidos de hierro. Se da en polvo o en leche contra la hipercloridria y fermentación anormal. Entra en algunos fumígenos.

Sulfato de magnesio

$Mg(SO^4)+7H^2O$; P. M. 246; D.

Sinonimia: sal de epson, sal inglesa, sal de seltz, sal de higuera, sal de nancia, sal de Madrid, sal amarga.

Obtención: En la industria se obtiene por concentración de las aguas madres del mar privadas del cloruro de sodio o de las aguas minerales de Sedlitz y Epson. En el laboratorio se trata el carbonato de magnesio por el ácido sulfúrico diluído, se agregan los trozos del carbonato de magnesio al ácido sulfúrico diluído hasta que cese la efervescencia, se filtra la solución, se evapora a sequedad, se efectúa la reacción de la ecuación:

$$Mg\,(CO^3) + H^2(SO^4) \rightarrow Mg(SO^4) + H^2O + CO^2$$

Propiedades: Cristaliza en prismas ortorrómbicos brillantes, transparentes, de sabor amargo y salino. (Las demás propiedades véanse en el laboratorio.)

Usos: Para fabricar cementos de magnesio, para aumentar la acción decolorante de los hipocloritos, goza de acción especial sobre el sistema nervioso. El sulfato de magnesio no es tan inofensivo como se ha creído, por lo que no debe pasarse su dosis para un purgante de 30 gramos. Se prescribe como antídoto contra los envenenamientos de las sales, plomo y el fenol, formando en el primer caso un sulfato y en el segundo un sulfatofenato, ambos insolubles. No deben administrarse con las sales de los cuerpos pesados, ni con el agua de cal porque se precipita.

Oxido de calcio

CaO; P.M. 56; D. 3.18.

Sinonimia: cal viva, calcium, oxidatum, calcaria usta, óxido cálcico, protóxido de calcio, cal cáustica.

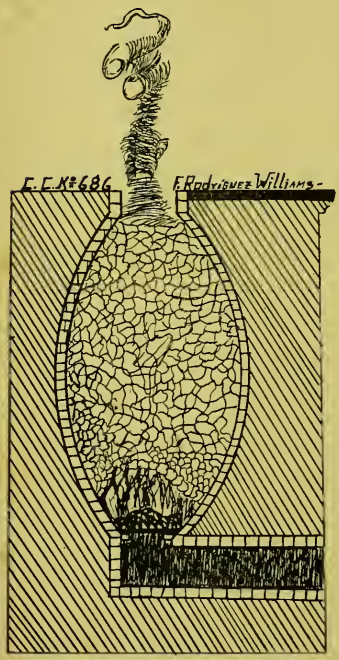


Fig. 12

Obtención: Se prepara calentando en hornos apropiados el carbonato de calcio (mármol, conchas de moluscos, espato de Islandia.)

Se desprende anhídrido carbónico y queda como residuo el óxido de calcio, según la reacción de la ecuación siguiente:

$$Ca(CO^3) \rightarrow CaO + CO^2$$

Propiedades.— (Véanse en el laboratorio.)

Usos: Se utiliza como cáustico, depilatorio y diluído en agua como desinfectante. Para inflamar pólvoras por el agua. Forma parte de los polvos de Viena y cáusticos de Philos y de muchos polvos depilatorios, se conserva en frascos bien cerrados.

31.—Elementos

Cinc y mercurio

Cinc

Símbolo: Zn; N. A. 30; P. A. 65; P. M. 65.

Valencia: 2. D. 6.9 a 7.2.

Sinonimias: Estaño de Indias.

HISTORIA: En Europa se conocía en el siglo XII con el nombre de estaño de Indias. Los griegos conocieron también el cinc, pues Estrabón da noticias de él hacia el año 50 antes de Jesucristo; conocieron la propiedad que tenía el cinc de unirse al cobre para formar el latón, pues algunos ídolos encontrados en Tracia eran de esta substancia. Escritores antiguos como Homero, Platón, Aristóteles, mencionan en sus tratados el latón, distinguiéndolo del bronce. Las propiedades del cinc y su distinción como elemento se deben a Glauber, anque ya Paracelso la había nombrado anteriormente. La obtención industrial del cinc en Europa se debe a Lawson (1730), Champian estableció una fundición de cinc poco tiempo después.

Estado natural: El cinc se encuentra formando los minerales siguientes: blenda, sulfuro de cinc ZnS; smithsonita, calamina genuina o espato de cinc, carbonato de cinc $Zn(CO^3)$; hidrocincita, cinconisa, hidrocarbonato de cinc: $Zn(CO^3)\ Zn(OH)^2$; cinicta, óxido de cinc ZnO; willemita, silicato de cinc $Zn(SiO^4)$; calamina silícea o hidrosilicato de

cinc $Zn(SiO^4)H^2$; cincosita, gallictinita o caparrosa blanca, sulfato de cinc $Zn(SO^4)$; adamina, ortoarseniato de cinc $Zn^3(AsO^4)^2$. El cinc también se encuentra en ciertas hullas, en las aguas del mar, en algunos vegetales (trigo, maíz), en los huevos y en las carnes de algunos animales.

Obtención: La obtención del cinc, se hace partiendo de su sulfuro o de su carbonato. Cuando se parte el primero, el mineral se tuesta; y cuando se parte del segundo, el mineral se calcina. El producto de cualquiera de estas dos reacciones se mezcla con carbón y se somete a la destilación, sea en mufla de arcilla colocadas en número de 30 a 40, en hornos de bóveda (procedimiento de Silesia, figura 13) o en tubos de arcilla refractaria

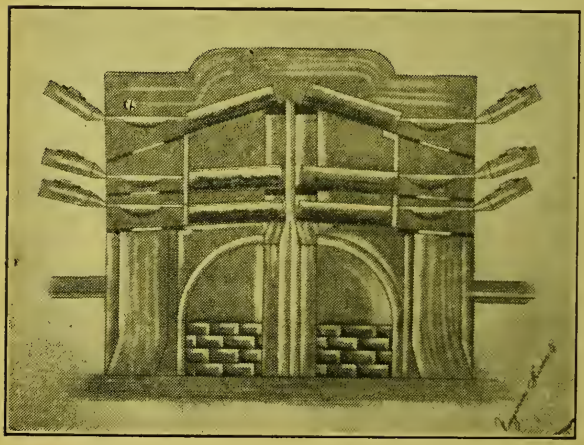


Fig. 13

provistos de una alargadera de hojalata o de conos de palastro, que van enchuflados en los tubos por la parte exterior (procedimiento de Westfalia, figuras 13 y 14). Estos tubos están colocados en hornos de galera. Las reacciones que se efectúan en la obtención del cinc, son en el orden antes dicho:

1.—$ZnS + 30 \rightarrow SO^2 + ZnO$.

2.—$Zn(CO^3)$ fuego $\rightarrow CO^2 + ZnO$.

3.—$ZnO + C \rightarrow CO + Zn$.

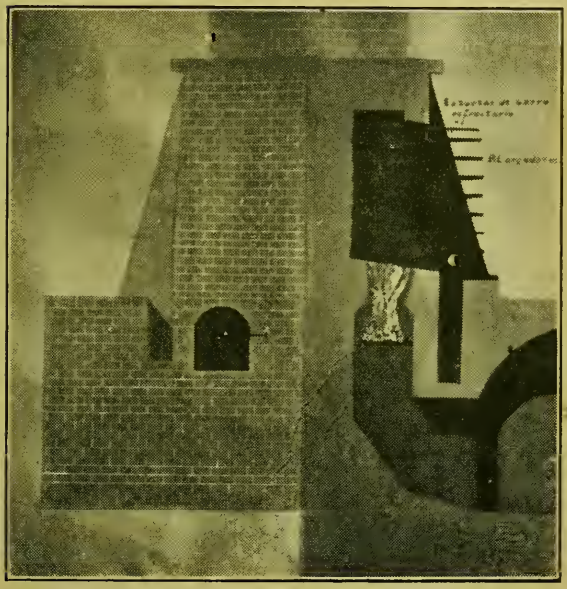


Fig. 14

El cinc destilado se enfría en las partes exteriores al horno y se condensa mientras el óxido de carbono se escapa por un agujero que tienen estas partes, saliendo caliente en contacto del oxígeno del aire, se quema para producir anhídrido carbónico; esta reacción se efectúa con llama azul, y cuando ésta ha terminado, es indicio de que la reacción está concluída.

Propiedades: Véanse en el laboratorio. Cristaliza en pirámides exagonales; el cinc es maleable entre los 100° y los 150° C, y 200° C, se vuelve frágil. Las sales solubles de cinc precipitan, por las soluciones de hidróxidos, de carbonatos, por el ácido sulfhídrico, por los fosfatos, oxalatos y por el ferrocianuro de potasio.

Usos: A causa de su inalterabilidad al aire y al agua y de su fácil fusibilidad, se usa para obtener objetos de fundición (estatuas, adornos); para techumbres, canalones, vasijas, en los buques, para galvanizar cañerías y alambiques, para preparar sus compuestos, que se aplican en medicina (unos como cáusticos y otros como desinfectantes). Los compuestos del cinc son venenosos; también se emplean en análisis como reactivo y en la industria para elaborar algunas pinturas. El cinc se alea al cobre para formar el latón que tiene numerosas aplicaciones. El cinc se emplea para recubrir la hoja de lata y el alambre. En guerra entra en fumígenos e incendiarios. Véanse fórmulas.

Mercurio

Símbolo: Hg; N. A. 80; P. A. 20; P. M. 200.

Valencias: 1 y 2; D. 13.596.

Sinonimias: hydrargirium, plata líquida, azogue, mercurio vivo.

HISTORIA.—Fué reconocido desde la más remota antiguedad, aunque más tarde que el oro y la plata. Se le menciona por primera vez en los escritos de Aristóteles (siglo IV antes de J. C.) y de Teofrasto (siglo II íd.), quien describe el modo de preparar la plata líquida partiendo del cinabrio. Los alquimistas le dieron la denominación de *Mercuriues vivus,* para indicar así la volatilidad y movilidad del mismo.

Estado natural: En forma de gotitas se encuentra el mercurio (mercurio virgen), diseminado en las rocas. En mayor cantidad se encuentra combinado formando los minerales siguientes:

Cinabrio, sulfuro mercúrico, HgS;

Calomel o mercurio córneo, cloruro mercurioso, Hg^2Cl^2;

Coccinita o yoduro mercúrico HgI^2; en forma de amalgamas unido al oro y a la plata.

Obtención: Tostado el cinabrio y destilado el mercurio, éste se enfría en unos recipientes especiales (véase fig. 15). Se efectúa la reacción de la ecuación $HgS + 2O = SO^2 + Hg$.

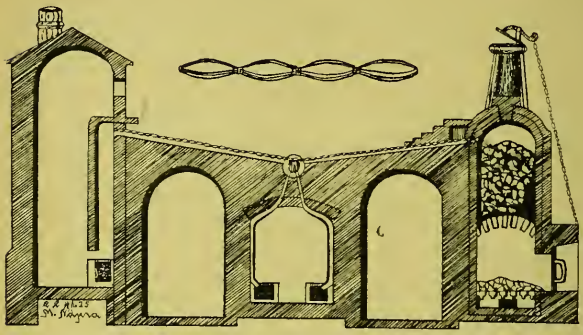


Fig. 15

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

El mercurio produce dos clases de sales: mercuriosas y mercúricas. Cuando las sales son solubles se distinguen por sus precipitados que forman con las soluciones siguientes:

REACTIVOS	Solución de yoduro de potasio Solución hidróxidos de Na o K Solución de amoníaco
SALES MERCURIOSAS	Precipitado verde Precipitado negro Precipitado negro
SALES MERCURICAS	Precipitado rojo Precipitado amarillo Precipitado blanco

Usos: El mercurio se usa en la industria para extraer el oro y la plata, por el procedimiento de la amalgamación, para fabricar espejos, para termómetros, barómetros y otros aparatos de física, para fabricar amalgamas (usadas en el arte dentario); en medicina para desobstruir el intestino (obra de una manera mecánica por el peso); en pomada para enfermedades de la piel, y sobre todo parásitos (tiriasis) y en la sífilis, en la cual se usa externa e internamente, inyectando soluciones de compuestos mercúricos; también se usa para preparar los compuestos del mercurio usados en medicina (los mercuriosos son poco solubles y poco tóxicos, mientras los mercúricos son muy solubles y tóxicos); también se prepara con mercurio el fulminato que se usa en la guerra.

Resumen comparativo

Propiedades	Za.	Cd.	Hg.
Densidad	7.1	8.64	13'596
Punto de fusión . . .	419.4	321°	38.85° C
Punto de ebullición	929°	778°	357° C

Es curioso en estos cuerpos que al crecer la densidad disminuyen los puntos de fusión y ebullición; lo contrario de lo que sucede con los otros grupos. La valencia en el cinc y cadmio es de 2, mientras el mercurio tiene una y dos valencias, siempre tienden los compuestos mercuriosos a transformarse en mercúricos.

32.—Oxido de cinc y cloruro de cinc

Oxido de cinc

ZnO; P. M. 81; D. 5.6.

Sinonimia: blanco de cinc, flores de cinc, lana filosófica, nihil album, pomfolix, blanco de nieve.

Preparación: Se coloca el cinc en un crisol inclinado en ángulo de 45° y se cierran tres cuartas partes del crisol con su cubierta para establecer una corriente de aire, se calienta al rojo. El cinc funde, se volatiliza, se oxida y se deposita en polvo amarillo en la parte superior del crisol. Se quita el óxido a medida que se forma y se tamiza. El producto es amarillo en caliente y blanco en frío. En la industria los vapores de cinc se condensan en cámaras de palastro. El óxido más ligero constituye el blanco de nieve. También se prepara descomponiendo el hidrocarbonato de cinc, según la ecuación:

$$Zn\ (CO^3 + \text{fuego} \rightarrow ZnO + CO^2$$

Se le calcina al rojo obscuro en un crisol, hasta que no haga efervescencia con los ácidos. En esta operación, no debe pasarse el rojo naciente, bajo pena de obtener un producto amarillo.

Propiedades: (Véanse en el laboratorio).

Usos: Entra en ciertos fumígenos.

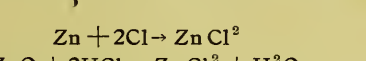
Cloruro de cinc

$ZnCl^2$; d. 2.75.

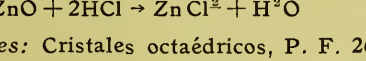
Sinonimias: zincum cloratum, zincum muriaticum, butyrum cinci, cloruro zíncico, manteca de cinc, oleum lapidis calaminaris.

HISTORIA.—Con la última denominación lo preparó Glauber ligeramente impuro, y luego después Hellot y Pott.

Obtención: Anhidro por combustión de láminas de cinc en cloro, e hidratado por acción del ácido clorhídrico sobre el óxido de cinc y evaporando hasta sequedad, se efectúa las reacciones de las ecuaciones:

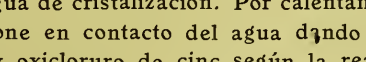


$$Zn + 2Cl \rightarrow ZnCl^2$$



$$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl^2 + H^2O$$

Propiedades: Cristales octaédricos, P. F. 262° C, se volatiliza a 730°. En contacto del agua cristaliza dando cristales tabulares con una y con dos moléculas de agua de cristalización. Por calentamiento se descompone en contacto del agua dando ácido clorhídrico y oxicloruro de cinc según la reacción de la ecuación:



$$ZnCl^2 + H^2O \rightarrow Zn(OH)Cl + HCl$$

Usos: En guerra como fumígeno, en granadas.

33.—Elemento

Aluminio

Símbolo: Al; N. A. 13; P. A. 27; P. M. 54.
Valencia 3; D=fundido 2.56; forjado 2.67.
Sinonimias: plata de arcilla.

HISTORIA.—Aislado por Wöhler en 1867, industrialmente obtuvo Sainte Claire Deville, a quien Napoleón dió todas las facilidades para este objeto. Al mismo tiempo lo obtenía Bunsen por electrolisis del cloruro doble de aluminio y sodio, Rose lo obtuvo por acción del sodio sobre la criolita. El sistema de electrolisis para obtener el aluminio en gran escala se debe a Hall en América, Minet y Herault en Francia y Kiliani en Alemania.

Estado natural: Nunca existe libre, pero sí combinado formando los minerales siguientes: al estado de óxido de aluminio Al^2O^3, diversamente coloreado se encuentra en la naturaleza formando las piedras preciosas siguientes: coridón, rubí, zafiro, piedras orientales, constituye también el esmeril, bauxita, e hidrargilita, hidróxido de aluminio y $Al(OH)^3$; criolita, fluoruro doble de aluminio y sodio Na^3AlFl^6, aluminita, sulfato doble de aluminio y potasio $KAl(SO^4)^2$ $12H^2O$; caolín, silicato de aluminio hidratado $Al^2(Si^2O^7)$ $2H^2O$; arcillas margas, silicato de aluminio anhidro; feldespato silicatos dobles de aluminio y potasio KAl $(Si^3$ $O^8)$, albita, silicato doble de aluminio y sodio $NaAl(Si^3O^8)$; granate, silicato de aluminio, hierro y manganeso; espinela, aluminato de magnesio $Mg^3(AlO^3)^2$; esmeralda, silicato doble de aluminio y glucinio; topacio, fluosilicato de aluminio, turmalina, borosilicato de alu-

minio y hierro FeAlBo (SiO^3); la piedra pómez o cascajo, los granates están constituídos por silicatos múltiples de aluminio, calcio, hierro, manganeso, etcétera.

Obtención: Hay dos procedimientos eléctricos para la obtención del aluminio:

1°—Procedimiento de electrólisis de cuba de Minet de Creil. Consiste en la electrólisis de una mezcla de 70 partes de cloruro de sodio y 30 partes de bauxita, introducida en una cuba de hierro fundido, cubierta de mampostería para protegerla de la hornilla destinada a suministrar el calor necesario para la fusión de la mezcla (800° C a 100° C), temperatura que no puede conseguirse con la corriente, por ser la corriente que se necesita para la operación de muy débil voltaje. Para evitar que el baño altere la cuba, se pone ésta en derivación con el polo negativo por medio de un alambre, no deja pasar más que el 1% de la corriente, se cubre entonces la cara interior de la cuba de una delgada capa de aluminio que la protege contra la

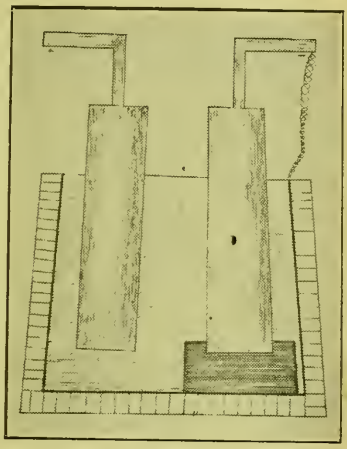


Fig. 16

acción corrosiva del flúor y del oxígeno que se desprenden en la operación. Véase figura número 16, debajo del cátodo (polo negativo), está la cuba pequeña para recoger el aluminio.

Se efectúan en esta obtención las reacciones de las ecuaciones siguientes:

$$2\overset{+}{Al}(\overset{-}{O}\overset{+}{H})^3 + \triangle \longrightarrow \overset{+}{Al}^2\overset{-}{O}^3 + 3\overset{+}{H}^2\overset{-}{O}$$

$$\overset{+}{Al}^2\overset{-}{O}^3 + \text{Corriente eléctrica} + \triangle \longrightarrow 2\overset{-}{Al} + 3\overset{+}{O};$$

$$\overset{-}{O} + \overset{+}{C} \longrightarrow \overset{+}{C}\overset{-}{O};$$

$$\overset{+}{C}\overset{-}{O} + \overset{-}{O} \longrightarrow \overset{+}{C}\overset{-}{O}^2$$

2º—Procedimiento de electrotermia de Herault:

Se funde por el arco voltaico que se forma entre la cuba de grafito y las láminas de grafito que se acercan conforme sea necesario (figura 17), la criolita, y luego se introduce bauxita anhidra (óxido de aluminio) y un poco de aluminio en polvo, éste fundido se dirige al fondo de la cuba, formando el verdadero cátodo (polo negativo); el oxígeno que se desprende del óxido de aluminio, se dirige al polo positivo combinándose con el carbón del ánodo para dar óxido de carbono, según las reacciones de las ecuaciones siguientes:

$$Al^2O^3 \rightarrow \overset{+}{2Al} + \overset{-}{3O};\ 3O + 3C \rightarrow 3CO;\ CO + O \rightarrow CO^2;$$

el óxido de carbono (CO) que se desprende en el ánodo se combina con el oxígeno del aire con llama azul para producir anhídrido carbónico que se desprende.

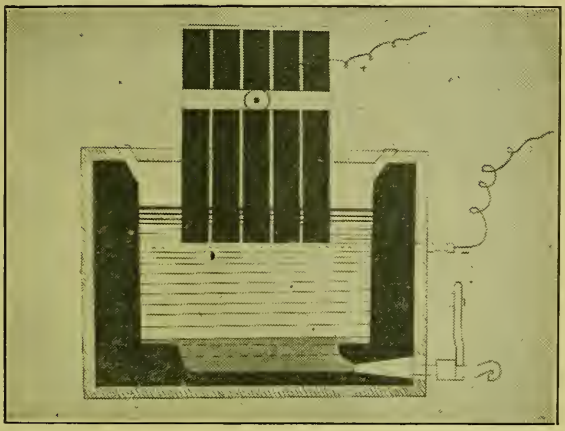


Fig. 17

Propiedades: Véanse las que se pueden en el laboratorio. Punto de fusión del aluminio es 660° C; no se volatiliza a altas temperaturas; débilmente magnético; buen conductor del calor y la electricidad, soldable consigo mismo; no se altera al aire, ni se puede moldear; en atmósfera de oxígeno en caliente, cuando está en polvo, arde con una llama brillante, convirtiéndose en óxido de aluminio; el polvo de aluminio descompone el agua a 100° C, desprendiendo hidrógeno; al estado de fusión es un reductor enérgico. Se disuelve en los ácidos clorhídrico y sulfúrico, con desprendimiento de hi-

drógeno, no así en el ácido nítrico concentrado, que apenas lo ataca, especialmente sobre el aluminio pasivo, pero si se agrega tetracloruro de platino lo ataca inmediatamente; los hidróxidos también los atacan con desprendimiento de hidrógeno y formación de aluminatos (hidróxidos de los elementos de la familia principal de la primera columna). De sus soluciones salinas, el aluminio precipita algunos elementos electropositivos.

Usos: Para la fabricación de objetos de adorno, aparatos quirúrgicos, dentaduras, aparatos de Física, pesas, astas de lanzas, buques pequeños de gasolina, botes, motores, globos, aeroplanos, papel de aluminio (para forrar libros), para vajilla de cocina, en la metalurgia del hierro, para la fabricación de aceros, se usa el aluminio como reductor en guerra, en aluminotermia. En bombas y granadas de artillería, y de otros armamentos, como el mortero de 4 pulgadas. Las bombas incendiarias marca "Electrón" o "Elektron".

34.—Elemento

Carbono, carbones usados en la fabricación de pólvoras "brulotes", carbón rojo, carbón negro mate

Carbono

Símbolo: C; N. A. 6; P. A. 12; P. M. 24.

Valencia 4; D = 3.51.

HISTORIA.—Fué conocido desde la antigüedad, pero su verdadera constitución química fué determinada por Lavoisier, quien demostró que el car-

bón viene de carbonium, derivado de carbo, que quiere decir componente esencial de sí mismo. También demostró que el anhídrido carbónico era una combinación de este elemento con el oxígeno, lo que le condujo después (1778) a afirmar que el diamante era carbón cristalizado, lo que demostró más tarde Moissan, quien en su horno eléctrico (figura 18), obtuvo pequeños diamantes a partir del carbono.

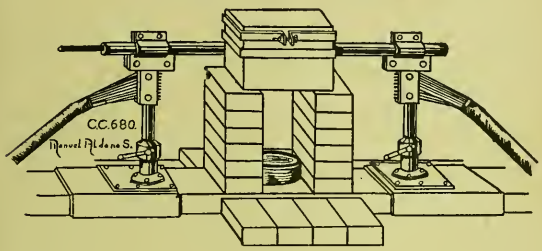


Fig. 18

Estado natural: El carbono se presenta en la naturaleza bajo diversas formas, es decir, que presenta la alotropía: cuando cristaliza en octaedros, se conoce con el nombre de diamante, el que se encuentra poco difundido en la naturaleza en los terrenos de aluvión, en los Montes Urales, Africa del Sur Inglesa, en el río Amazonas, en California, México y otros países; cuando cristaliza en prismas exagonales, grafito, que se encuentra en grandes cantidades en la Gran Bretaña, Siberia, Canadá, Perú, y otros países; en mayores cantidades se encuentra el carbón en la antracita, hulla, lignito y turba, en distintos lugares. Combinado con el hi-

drógeno se encuentra formando carburos de hidrógeno; en las esencias de petróleo, en el betún de Judea y el asfalto; combinado con el hidrógeno, el oxígeno y nitrógeno en los compuestos orgánicos provenientes de animales y vegetales. Al estado de anhídrido carbónico se encuentra el carbón en la atmósfera, y de carbonatos, en los de calcio, estroncio, bario y magnesio. (Véase el estado natural de estos elementos.)

Obtención: La obtención del diamante fué hecha por Moissan en el horno de su nombre; fundió hierro en el crisol del horno eléctrico, introdujo un cilindro de hierro dulce en el cual había colocado por base inferior a presión pequeños granos de azúcar de caña (sacarosa, compuesto orgánico rico en carbono). Este carbono de la sacarosa fué cristalizado en el seno del hierro fundido por enfriamiento rápido de éste con agua fría o mejor con aire líquido; después se disolvía el hierro en ácido clorhídrico o sulfúrico diluídos, con lo cual quedaban pequeños diamantes en el interior de la masa; este diamante artificial, uniéndose por el mismo procedimiento con otros diamantes hechos de la misma manera, forma diamantes de regular tamaño, que reciben el nombre de diamantes reconstruídos.

Propiedades El nombre de diamante se debe a su brillo, brillo diamantino, o a su dureza, que viene de adamantos, que quiere decir indomable. Es el más duro de todos los minerales cristalizados,

sólido, incoloro cuando está puro o ligeramente coloreado de amarillo, azul o verde, por las impurezas que pueda contener (óxidos y sales de hierro y sales de cobalto o de níquel); es inodoro, insípido y más duro que el hierro; raya al vidrio. La forma más pura de diamante que se conoce se encuentra en la naturaleza cristalizado en forma de octaedros de caras cóncavas; cuando se talla y se pule, adquiere mucho brillo; según la forma que se le dé, se talla el brillante (es decir, cono en la parte inferior), en rosa; o mesa (cuando es plano por la parte inferior); la tallada y pulida se hace con los polvos del mismo, colocados en planchas de acero ligeramente untadas de aceite. El precio de los brillantes es variable, depende de muchas circunstancias. Se calcula en carates (cada carate equivale a 0.20 gramos); depende su precio de la abundancia que haya en el mercado, de los talleres donde se haya pulido, del color, etcétera, además el precio es muy desproporcionado y aumenta con el peso del brillante. El brillante más grande que existe en el mundo es el de Cullinan; fué encontrado en el Africa, regalado por el gobierno del Transvaal al Príncipe de Gales; su valor fué calculado en tres millones de dólares. También existen otros brillantes famosos: el del Zar de Rusia, que tiene la forma de la mitad de un huevo de paloma; el del Regente, que fué comprado por Felipe de Orleans en tiempo de la Regencia y se encuentra en el Museo del Louvre, el Rajá.

Diamantes	Peso en Carates	Peso en Gramos
Regente O. Pitt	136	27.2
Orlow, del Zar de Rusia	194	38.8
Gran Mogol del Sha de Persia..	280	66.0
Rajá	300	60.0
Cullinan	3,025	605

El diamante es frágil.

Usos: El diamante se usa en la fabricación de ejes de relojes (cronómetros), puntas de instrumentos que sirven para grabar las piedras y para cortar vidrio. Con el nombre de carbonado se designa un diamante poroso, lo mismo que el diamante Bor, que sólo sirve para pulir el diamante y para partir el vidrio.

Grafito

Sinonimias: Plumbagina, plumbago, lápiz de plomo. Densidad, 2.

Propiedades: Sólido, inodoro, negro brillante, cristaliza en prismas monoclínicos exagonales; ordinariamente se encuentra en masas de gran brillo; es buen conductor de calor y de la electricidad. El ácido nítrico concentrado en presencia del clorato de potasio, o también en la mezcla nitrosulfúrica lo convierte en un cuerpo amarillo, de estructura laminar cristalina. Según algunos autores, es ácido grafítico: $C^{11}H^{4}O^{5}$.

Usos: Para fabricar lápices, crisoles, lámparas de arco, en galvanoplastia y en fábricas de pólvoras.

Formas alotrópicas del carbón

Propiedades:

	Diamante:	Grafito:	Carbón amorfo:
Densidad	3.52	2.20	1.4 a 1.9
Calor específico	0.1128	0.1614	0.204
Temperatura de inflamación en oxígeno	800 a 850 C.	690 C.	345 C.

Entre los carbonos amorfos, tenemos:

a) Carbones naturales fósiles:

Turba;
Lignito;
Hulla o carbón de piedra;
(Secas, semigrasas y grasas);
Antracita.

b) Carbones artificiales:

Carbón vegetal;
Negro de humo;
Negro animal;
Carbón de cock y carbón de retortas.

a) Carbones naturales

Turba.—Procede de vegetales acuáticos; es un carbón bastante barato y se usa en Francia en gran cantidad para la calefacción. Contiene restos de vegetales a medio carbonizar.

Lignito.—Más reciente que la hulla, se encuentra en terrones cretáceos. El azabache es una forma de lignito. El lignito tiene todavía la forma del leño de donde procede.

Hullas.—Son restos de vegetales de gran desarrollo que, sepultados bajo la tierra, con el transcurso del tiempo han experimentado una carbonización lenta. Hay varias clases de hulla.

Primera: *hulla grasa:* tiene aspecto lustroso y se derrite al calentarla en un crisol, desprendiendo gases de mal olor y fundiéndose en la misma forma en que lo hacen las grasas. Tiene brillo en su parte superior y su fractura es resinosa. Se quema fácilmente.

Segunda: *hulla semigrasa:* cuyo polvo se cuaja en masa sólida sin sufrir fusión propiamente dicha; se quema con mayor dificultad que la anterior.

Tercera: *hulla seca:* cuyas partículas se aglutinan al momento de la combustión, la que hacen con dificultad.

La ozoquerita, el petróleo, el asfalto y el betún de Judea son derivados de las hullas.

Antracita: Sólido, negro, insípido, inodoro, en los terrenos anteriores al carbonífero y se quema con mucha dificultad.

b) Carbones artificiales

Carbón vegetal.—Obtención: Se cortan pedazos de madera (encino, álamo, etcétera), se colocan los pedazos grandes en la parte inferior y los pequeños en la superior, en forma de círculos alrededor de

cuatro estacas altas, que forman la chimenea de la carbonera, se tapa toda la masa de madera con una capa de tierra a la que se le dejan unos agujeros en las partes inferiores laterales (ventiladores), para que éntre el aire; preparada así la carbonera (fig. 19), ponen por la chimenea substancias encendidas con los ventiladores abiertos, empieza a salir humo negro fuliginoso, y cuando este desprendimiento ha terminado, se cierran los ventiladores, con lo cual se evita la entrada del aire y por consecuencia la combustión del carbono. Se deja enfriar y se descubre después de tres o cuatro días, según el tamaño de la carbonera. Se saca de la carbonera para ponerlo en redes y llevarlo a la venta.

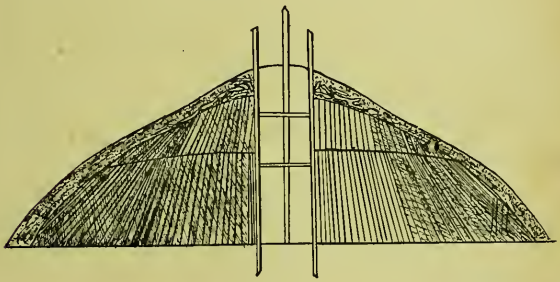


Fig. 19

Propiedades: Es sólido, negro, opaco, posee algunas veces brillo especial, fácilmente combustible, dejando gran cantidad de cenizas y produciendo alta temperatura. El carbón de leña de buena calidad se conoce por los siguientes caracteres: fractura negra y brillante, es sonoro al golpearlo y no produce gran cantidad de humo al quemarse.

El carbón empleado en la fabricación de las pólvoras es un carbón especial, preparado exclusivamente con ramas de madera tierna, de las que se ha separado la corteza.

Este carbón en efecto, debe ser ligero, poroso y de una inflamabilidad muy rápida.

Las maderas que reúnen todas las condiciones apetecidas, son: el leño de chopera o arraclán, énula, álamo, tilo, nogal, bonetero y sauce.

El carbón más a propósito para la fabricación de la pólvora es el procedente de leñas muy ricas en celulosa y que contengan menos proporción de materias incrustantes. Por ese motivo se emplean de preferencia los troncos jóvenes y separados de las cortezas que contienen muchas sales minerales. En España se emplean los tallos de cáñamo, lino, vid, adelfa y tejo.

En Francia se emplea casi exclusivamente la chopera o arraclán.

La temperatura a que la madera se ha transformado en carbón tiene una gran importancia, porque existe entre ella y la temperatura de inflamación del carbón producido, una relación directa.

Sometida la madera a una temperatura que varía de 150 a 260°, se transforma en BRULOTES, que son el carbón imperfecto formado.

De 270 a 330°, se convierte la madera en carbón rojo. Por último, por cima de esta temperatura, 360 a 520° C, se obtiene un carbón negro, mate, e insoluble en los álcalis cáusticos (hidróxidos).

El carbón rojo y el carbón negro, tienen diferentes usos:

El primero se emplea en la fabricación de las pólvoras de caza; el segundo, para las pólvoras de guerra y de mina.

El uso de un carbón rojo tiende a producir una pólvora demoledora; es al mismo tiempo un carbón de escasa densidad y de gran inflamabilidad.

En cuanto a los procedimientos empleados para obtener carbones, no son aconsejables la carbonización en pilas o en fosas o aun el empleo de hornos.

Durante mucho tiempo se ha empleado en Francia como sistema perfeccionado la carbonización en cilindros calentados dos a dos, por medio de un horno alimentado en parte con gases que desprende la combustión de la madera. Cuando sale de los cilindros, se introduce la madera después de apagada en apagadores de palastro.

Violett, en 1847, propuso un sistema que da todavía mejores resultados. Tal es la carbonización por medio del vapor de agua recalentado.

Se compone el aparato de dos cilindros de metal concéntricos, calentados indirectamente por el hogar que produce el vapor de agua. Este se halla encerrado en un serpentín metálico.

La madera contenida en otro cilindro de bovedilla metálica, está colocada en el interior de dos cilindros concéntricos. El vapor llega a ellos a presión de media atmósfera.

Según la temperatura, indicada por medio de aleaciones fusibles, se obtienen carbones rojos o negros.

Los resultados obtenidos, superiores a todos los anteriores, pueden, sin embargo, ser, no sobrepujados, al menos iguales por la carbonización en cilindros perfeccionados.

Cada cilindro se calienta por medio de un hogar especial, y los gases salen de la retorta por un tubo particular que les conduce a un cilindro hendido longitudinalmente, donde se queman.

Se ha tratado de reemplazar el carbón de madera por otros combustibles; algunas veces se emplean carbones naturales, tales como antracita y la hulla; carbones artificiales, como el cok, la brea, la viruta de madera, las harinas, el salvado, la casca, las gelatinas, etcétera.

La viruta de madera se emplea con frecuencia porque su composición se aproxima sensiblemente a la celulosa pura.

La viruta de madera debe despojarse cuidadosamente de los ácidos que contiene, por medio de una loción con un carbonato alcalino.

Se la debe también desecar tan completamente como sea posible; es decir, hacer que su contenido en agua baje de 60 a 10 ó 15%. Sería inútil una desecación más completa, porque la viruta de madera es muy higroscópica y al simple contacto con el aire reabsorbe inmediatamente de 10 a 15% de agua.

Después es bueno tostar ligeramente el producto, lo que aumenta de 5 a 10% la fuerza de la pólvora a que se destine el carbón. El carbón finamente di-

vidido se quema hasta con explosión en presencia de oxígeno suficiente: explosiones de polvo de carbón.

El polvo de carbón de leña en forma de cartuchos con algodón e impregnados con oxígeno líquido sirve como explosivo.

Carbón animal. — Sinonimias: carbón de huesos, negro animal.

Obtención: Se obtiene quemando huesos en marmitas de hierro.

Negro de humo.—Sinonimias: hollín. Se obtiene quemando incompletamente resinas o raspando el negro de humo que se deposita en las chimeneas de las cocinas.

Propiedades: El carbón animal se presenta en formas de polvo o de granulado; es negro, inodoro, insoluble en el agua, posee en alto grado la propiedad de absorber los tóxicos, los gases y las substancias colorantes. El negro de humo es un polvo negro, inodoro, insípido, insoluble en el agua, de aspecto grasoso, es muy untuoso al tacto.

Carbón de cok.—Se extrae como producto secundario de la destilación de las hullas; es el residuo de la destilación. Esta destilación se hace en retortas de hierro, por lo que también el carbón de cok se llama "de retortas".

Propiedades: Sólido, negro, poroso, inodoro, fractura granuda e irregular. Es insoluble en el agua y en los ácidos álcalis fuertes. Se quema difícilmente con gran producción de calor y poco desprendimiento de gases.

Usos: Las hullas y el carbón de piedra se usan para extraer el petróleo y sus derivados, para la preparación del gas del alumbrado, para calefacción, como cuerpos porosos y catalíticos en algunas operaciones químicas en los laboratorios y en la industria. El betún de Judea y el asfalto, para poner pisos y hacer caminos. El negro animal, para decolorar vinos y otros líquidos coloreados. El carbón animal se emplea en mascarillas como absorbente de gases especialmente en medio ácido. El hollín, para preparar pastas para calzado, cosméticos y tinta china. El carbón de madera se usa en medicina (Carbón de Belloc, purificado), como absorbente de los gases estomacales. Existen otros carbones que se usan en medicina, como el de esponjas y el de carne, que se obtienen quemando incompletamente las esponjas o la pierna de carnero.

Consideraciones respecto al carbono

Tiene tendencia de polimerizarse (unirse consigo mismo), saturando sus valencias y formando múltiples substancias. Con el hidrógeno forma infinidad de hidrocarburos, o propiamente carburos de hidrógeno.

Con el oxígeno forma un óxido (CO) y el anhídrido carbónico (CO^2), con el azufre forma el sulfuro de carbono (CS^2); a la temperatura del arco voltaico, el carbono no se funde ni se volatiliza pero forma directamente con el hidrógeno, acetileno; el carbono amorfo es atacado por el flúor; en estado de grafito, al rojo da con el nitrógeno cianógeno, que en presencia de un hidróxido da cianuros.

El carbono polimerizado forma tantos compuestos, que se ha hecho una división de la Química llamada Química del Carbono, que antiguamente se llamaba, y se llama todavía, Química Orgánica.

35.—Oxido de carbono, oxicloruro de carbono (fosgeno)

Oxido de carbono

Fórmula: CO; P. M. 28; D. 0.967.

Sinonimias: óxido carbonoso, bióxido de carbono, sauggas (gas de succión), gas de las aplanchadoras, carbonilo.

HISTORIA.—El óxido de carbono, confundido antes con el hidrógeno y los hidrocarburos, se obtuvo por primera vez por Lassone (1776), calentando al rojo óxido de cinc y carbón ($ZnO + C \rightarrow Zn + CO$); sin embargo, su naturaleza química fué reconocida por Priestley y Cruikshank (1800); y confirmada por Clement y Desormes.

Estado natural: Se encuentra en el gas del alumbrado, en los gases de los altos hornos, en los de la pólvora, en el gas de agua, en la descomposición del agua por el carbono al rojo, en la combustión incompleta del carbono, en la descomposición de los carbonatos por el calor, etcétera.

Obtención: Hay que considerarlo como producto de la combustión incompleta del carbono, cuando hay mucho carbono y poco oxígeno y a una temperatura elevada a 1000 grados C.

Calentando muchas substancias orgánicas con deshidratantes poderosos: ácido oxálico con ácido sulfúrico concentrado y caliente, que actúa como deshidratante:

$$\overset{+}{C}{}^2\overset{-}{O}{}^4\overset{+}{H}{}^2 + \overset{+}{H}{}^2\overset{-}{(SO}{}^4 \longrightarrow \overset{+}{H}{}^2\overset{-}{O},\overset{+}{H}{}^2\overset{-}{(SO}{}^4) +$$

$$\overset{+}{C}\overset{-}{O}{}^2 + \overset{+}{C}\overset{-}{O}$$

$$\downarrow$$

$$+ \overset{+}{Ca}\overset{-}{(OH)}{}^2 \rightleftharpoons \overset{+}{Ca}\overset{-}{(CO}{}^3) + \overset{+}{H}{}^2\overset{-}{O}$$

Detenido previamente el anhídrido en una lechada de cal $(CO^2)+Ca(OH)^2 \rightarrow Ca(CO^3)+H^2O$; se liquida a —141° y 36 atmósferas, figura 20.

Fig 20

Propiedades: Estado gaseoso, incoloro, inodoro, insípido, poco soluble en el agua, rápidamente difusible sobre todo en las planchas de hierro al rojo, arde con llama azul pálida, característica, dando

anhídrido carbónico, así: $CO+O \rightarrow CO^2$. Es absorbido el óxido de carbono por una solución clorhídrica de cloruro cuproso. A la luz del sol se une directamente al cloro dando oxicloruro de carbono $CO+2Cl \rightarrow COCl^2$. Con el níquel se une para dar níquel carbonilo. El óxido de carbono quita el oxígeno a todos los óxidos metálicos, es decir, los reduce: $Fe^2O^3+3CO \rightarrow 2Fe+3CO^2$. Es extremadamente venenoso aun en pequeñas cantidades ¼ a ½% del aire, por su acción reductora, obrando como asfixiante y además se combina con la hemoglobina de la sangre para formar la carboxihemoglobina reconocible fácilmente por el examen espectroscópico de la sangre. Como primer auxilio es el aire, ventilación, tracciones de la lengua y respiración artificial. Los síntomas son dolor de cabeza, olor a humo, sensación de opresión al respirar, vahidos, etcétera. La sangre se vuelve de color rosado a rojo cereza.

Usos: En metalurgia para la obtención de ciertos metales, en guerra para preparar el fosgeno y como combustible. Además, resulta como producto de descomposición de ciertas pólvoras.

Oxicloruro de carbono (fosgeno)

Fórmula: $COCl^2$; P. M. 99; D. 3.426. Fórmula Des.: O:C:Cl^2. Símbolo de guerra: C. G. Stoff.

Sinonimias: fosgeno, cloruro de carbonilo, dicloroxicarbónico.

HISTORIA.—Preparado primeramente por Davy en 1812, exponiendo igual cantidad de óxido de carbono y cloro a la luz solar. En 1878, Paterno des-

cubrió que el carbón animal podría ser usado en vez de la luz solar, como catalizador. Fué usado por primera vez por los alemanes contra los ingleses en un ataque por nubes en diciembre de 1915 y en proyectiles en noviembre de 1916 y se siguió usando en esta forma hasta que se terminó la guerra. Ha sido preparado por otros procedimientos por Emmerling, Lengyell, H. Erdmann.

Preparación: Bajo la influencia de la luz solar difusa, o de ciertos agentes catalíticos (carbón de huesos granulado o esponja de platino incandescente), se une al óxido de carbono al cloro según la reacción de la ecuación: $CO + 2Cl \rightarrow COCl^2$.

Propiedades: Es un gas incoloro, de olor sofocante, que recuerda a maíz verde o manzanas verdes o a heno húmedo, se condensa a baja temperatura en un líquido de peso específico (1.432); hierve a más de 8 grados centigrados. Cuando el producto es impuro, se presenta en forma de un gas de color anaranjado. Por su densidad al estado gaseoso (3.426), se mantiene en la superficie de las capas terrestres, a menos que las corrientes ascendentes de aire lo diluyan. La piedra pómez, absorbe más de su peso de gas en proporción de 57 de piedra pómez por 74 p. de fosgeno, el que es completamente evaporado en una hora. En algunas granadas alemanas se encontró la referida mezcla, la razón de usarlo mezclado es para evitar la rápida evaporación, cuando es lanzado al aire. Aproximadamente a la terminación de la Guerra Europea de 1914, se capturó un proyectil de 8 pulgadas, lanzado por los alemanes que contenía 13 libras de fosgeno por 5 y media de piedra pómez. La acción sobre el

organismo es asfixiante y venenosa, debido a que se hidroliza por acción del agua en ácido clorhídrico y anhídrido carbónico, así: $COCl^2 + H^2O \rightarrow 2HCl + CO^2$. Es un gas pulmonar, no persistente en su acción fisiológica, diferénciase del cloro en que ataca más la parte baja de los pulmones que los pasajes respiratorios, a causa de la densidad combinada del anhídrido y ácido clorhídrico que se forma, produciendo así edemas pulmonares. Seco no tiene acción sobre los metales, pero húmedo la tiene vigorosa. El gas es soluble e hidrolizable en el agua. Es estable al calor y a la detonación. Método de destrucción del vapor de agua, alcalinos, y el agua caliente. Indice Habner Ct $\rightarrow$ 450.

Usos: En algunas síntesis orgánicas y en guerra como asfixiante (sofocante), en granadas.

36.—Anhídrido carbónico

CO^2; D. 1.529; gas silvestre, aire silvestre, espíritu mineral, aire fijo, ácido del aire.

HISTORIA.—Lo descubrió Van Helmont, calentando la creta, lo estudió H. Hoffmann; lo señaló como ácido débil de las aguas minerales; Black le llamó aire fijo. Lavoisier determinó su composición y naturaleza.

Estado natural: Libre como componente normal de la atmósfera a 0.3% en las aguas minerales, en los volcanes, en la atmósfera de colegios y demás reuniones de individuos y animales. Combinado con el óxido de Ca formando el carbonato de Ca cristalizado en prismas clinorrómbicos (espato de Islandia), en prismas rectos de base cuadrada

(aragonito), en las conchas, moluscos, infusorios, etcétera. Al estado amorfo formando lo que se llama la creta. En la piedra de cal, en la dolomita $Mg\text{-}(CO^3)^2$ y Ca;

En la magnesita $Mg(CO^3)$;

En la witerita carbonato de Ba;

En la estroncianita $Sr(CO^3)$;

Calamina $Zn(CO^3)$;

Siderosa $Fe(CO^3)$. Libre también en algunas grutas como la gruta del Perro en Nápoles. En los gases de la respiración, figura 21.

Obtención: Véanse en el laboratorio.

Fig. 21

Propiedades físicas: Véanse en el laboratorio, figuras 21 y 22.

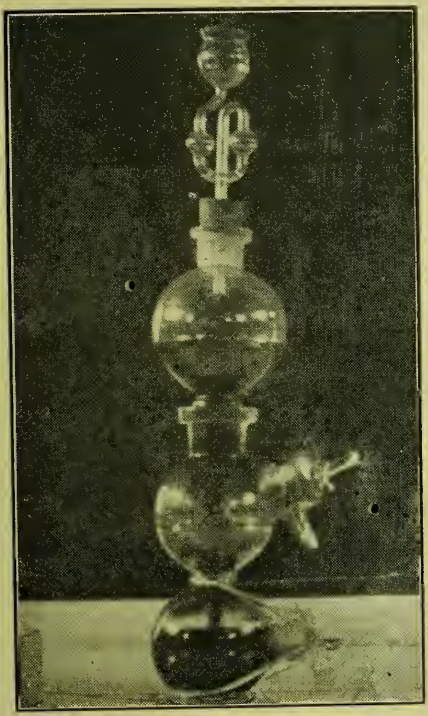


Fig 22

Usos: Sirve para la preparación de los carbonatos de Na por el procedimiento de Solvay, para los extinguidores de incendios, para precipitar el Ca en

los laboratorios. En medicina para combatir los vómitos, estimulante de la secreción gástrica, al estado sólido para quitar las manchas de la piel, y anestésico, también se usa en la fabricación de la azúcar de caña. Resulta en la descomposición de las pólvoras.

37.—Sulfuro de carbono, cloruro estánnico

Sulfuro de carbono

CS^2; D. 1.27.

Sinonimias: bisulfuro de carbono, alcohol de azufre, súlfido carbónico, carboneum sulfuratum, alkolhol sulfuris. Acido sulfocarbónico; licor de Lampadius.

HISTORIA.—Fué obtenido por primera vez por Lampadius, preparado después en mayor escala por Clément y Desormes e industrialmente por Schorötter.

Obtención: Se prepara haciendo pasar vapor de azufre sobre carbones incandescentes, y enfriando el producto en refrigerante de reflujo, se verifica la reacción de la ecuación siguiente: $C + 2\ S \rightarrow$ figura 23.

Propiedades: Líquido que hierve a 46° C, se solidifica a —116°, funde a —113° y se inflama a 232 grados C. Puede formar al inflamarse con el aire mezclas detonantes. Se une con los sulfuros alcalinos para formar los sulfocarbonatos, con los al-

coholes y fenoles en presencia de los hidróxidos para formar los xantogenatos. Las demás propiedades véanse en el laboratorio.

Usos: Para la fabricación de seda artificial, para conservar granos, para disolver las grasas, las esencias, el azufre, el fósforo, etcétera. Para vulcanizar el caucho en frío. En agricultura como parasiticida lo mismo que en medicina. Respirado es tóxico. Además se usa como incendiario y como fumígeno asociado al fósforo blanco, véase este cuerpo. Para extraer los parásitos intestinales a los animales y al hombre, en cápsulas. Para quitar la grasa de la ropa. Para cargar (panclastitas de aviones). (Véase peróxido de nitrógeno.) Y como material inflamable.

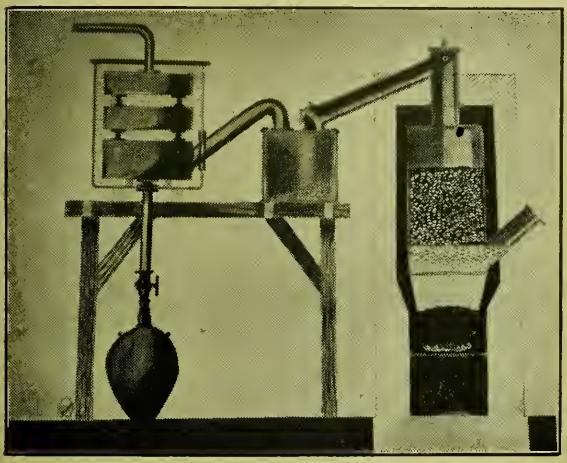


Fig. 23

Cloruro estánnico

$SnCl^4$; D. 2.23.

Sinonimias: cloruro estánnico, espíritu Livabius.

HISTORIA.—El cloruro estánnico se llama también licor de Livabius fumante, a causa de haber sido descubierto por este químico en el año 1605. En el laboratorio se obtiene generalmente haciendo pasar una corriente de cloro a través de estaño en fusión.

Obtención: En la obtención se efectúa la reacción de la ecuación siguiente:

$$Sn + 4Cl \rightarrow Sn\ Cl^4$$

Propiedades: (véanse en el laboratorio).

Usos: El cloruro estánnico se emplea en el mordentado del algodón y para cardar la seda, aunque en este último caso se usa casi siempre en forma de sal doble con el cloruro amónico, llamado Pinksalt, cuya fórmula es: $Sn\ Cl^4$, $2Cl\ NH^4$, y se obtiene mezclando una disolución de 41 partes de amoníaco en 120 partes de agua con 200 partes de disolución de cloruro estánnico a 50° Beaumé, con lo que precipita el compuesto. Entra en la composición de fumígenos destinados a usar cuando la atmósfera es húmeda.

38.—Elemento

Plomo

Símbolo: Pb; N. A. 82; P. A. 207; P. M. 414.
Valencias 2 y 4; D → 11.34.
Sinonimias: plumbum, saturno.

HISTORIA.—Es conocido desde la antigüedad. Los fenicios construían las anclas de sus naves con plomo; los egipcios algunas de sus joyas. Los griegos no ignoraban que el plomo contenía plata; los romanos hacían tuberías para conducir el agua y compuestos de plomo para pinturas. Los alquimistas le llamaron Saturno. La copelación data de los tiempos de Estrabón.

Estado natural: El plomo existe algunas veces libre, pero sus compuestos son más abundantes, constituye los minerales siguientes:

Galena, sulfuro de plomo PbS;

Cerusa, carbonato de plomo $Pb(CO^3)$;

Piromorfita cloroortofosfato de plomo $Pb^3(PhO^4)^2 PbCl^2$;

Anglesita, sulfato de plomo $Ps(SO^4)$;

Crocoíta o crocolita, llamado también plomo rojo, es un cromato de plomo $Pb(CrO^4)$.

Obtención: Hay dos procedimientos para la obtención del plomo:

1º—El procedimiento de la precipitación, que consiste en tratar la galena por medio del hierro en los altos hornos, obteniendo así el plomo en una forma esponjosa. Efectúase la reacción de la ecuación: $PbS + Fe \rightarrow FeS + Pb$.

2°—Procedimiento de la tostación o del horno de reverbero (figura 24), el sulfuro de plomo que constituye la galena se coloca en el horno del reverbero y se le hace pasar una corriente de aire, se efectúan las reacciones de las ecuaciones siguientes:

$$1\begin{cases} PbS + 4O & \rightarrow Pb(SO^4) \\ PbS + 3O & \rightarrow PbO + SO^2 \end{cases} \text{Ventiladores abiertos.}$$

$$2\begin{cases} PbS + 2PbO & \rightarrow 2Pb + SO^2 \\ PbS + Pb(SO^4) & \rightarrow 2Pb + 2SO^2 \end{cases} \text{Ventiladores cerrados.}$$

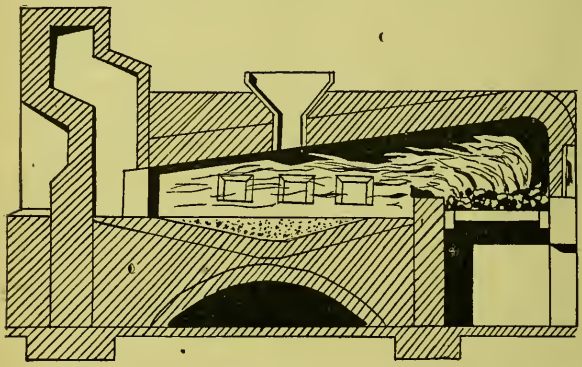


Fig. 24

Cuando se tiene óxido de plomo es suficiente reducirlo con carbono en hornos de reverbero, efectuándose la reacción de la ecuación:

$$PbO + C \rightarrow CO + Pb$$

Propiedades: Véanse en el laboratorio. Cristaliza en pequeños octaedros regulares o en helechos.

Usos: Para la fabricación de tubos para agua de fuente, para planchas de mesas de laboratorios o para pantallas en los institutos de radiología, para hacer proyectiles (éstos llevan una pequeña cantidad de arsénico); para fundir caracteres de imprenta, que lleva un 20% de antimonio; para sus compuestos, que la mayoría se usan en pintura por la viveza de sus colores. El plomo se usa para cámaras en las fábricas de ácido sulfúrico.

Resumen comparativo

Propiedades	Estaño	Plomo
Punto de fusión	231.9° C	327.4° C
Punto de ebullición . .	2270° C	1525° C

Valencias: En el estaño existen dos y cuatro, el plomo siempre tiende a formar compuestos con dos valencias. Los compuestos oxígenados con cuatro valencias funcionan como anhidridos, mientras los de dos valencias funcionan como bases.

39.—Elemento

Nitrógeno

Símbolo: N o Az; N. A. 7; P. A. 14; P. M. 28.
Valencias 3 y 5; D → 0.9 76;
Sinonimias: ázoe, mofeta atmosférica, alcalígeno.

HISTORIA.—Aislado del aire por Scheele (1770), mientras Rutherford y Priestley lo notaban en el aire; Lavoisier lo llamó ázoe, de las partículas *α*,

sin, *zoos,* animal, que no sirve para la vida de los animales; más tarde Chaptal lo llamó nitrógeno, de las voces *nitr,* nitro, *genan,* engendrar, engendrador de nitro.

Estado natural: Libre existe en el aire mezclado al oxígeno y otros gases en la proporción de 79% en volumen, o sean las cuatro quintas parte del aire, en los gases de la hulla, del petróleo y gases volcánicos. Combinado con el hidrógeno, forma el amoníaco H^3N; en el salmiac $(NH^4)Cl$; en el nitro, nitrato de sodio $Na(NO^3)$; en el salitre, nitrato de potasio $K(NO^3)$; en las materias orgánicas vegetales (corteza de algunos frutos, trigo); en las raíces de algunas leguminosas (alfalfa); en la materia orgánica de los animales (cuernos), y en los gases que se desprenden de la descomposición de esta última (gases de las alcantarillas).

Obtención: Véanse en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio. Con el hidrógeno por la chispa eléctrica de H^3N, se combina con el oxígeno en proporciones distintas, se combina con el litio, magnesio o boro, para dar los nitruros respectivos: con el carbono para dar cianógeno; con el cloro, bromo o yodo da cloruros, bromuros o yoduros de nitrógeno altamente explosivos.

Usos: Para obtener atmósferas inertes en los laboratorios y en las bombas de gases incendiarios. El nitrógeno en el aire es un regulador natural de las actividades del oxígeno, y entra a formar parte de los seres vivos por diversos procedimientos.

40.—Amoníaco

H^3N; D. 0.5895.

Sinonimias: álcali volátil, nitruro trihídrico, nitruro de hidrógeno, amonium hidricum, aire alcalino espíritu de salmiac.

HISTORIA.—La sal amoníaco que ordinariamente se acostumbra para obtenerlo en pequeño, se conocía desde la más remota antigüedad; también parece que estuvo muy pronto en uso la solución acuosa del amoníaco impuro. El amoníaco y mejor sus combinaciones, fueron del dominio de los químicos antiguos, como lo prueba el hecho de confundirse el amoníaco con el carbonato amónico al principio. Dióscorides hizo mención del cloruro amónico en el siglo I de nuestra era. Kunckel dió a conocer la solución acuosa del amoníaco; Geber en el siglo VIII y en particular Basilio Valentín en el siglo XV, dieron prescripciones para la solución acuosa del amoníaco impuro.

Priestley lo obtuvo en forma de gas en 1774. Lo estudiaron después Boyle, Black, Scheele, Berthollet, determinando este último su composición por primera vez.

Estado natural: Se encuentra libre como producto de la descomposición y putrefacción de las materias orgánicas nitrogenadas. Combinado forma las sales de amonio, que se encuentran al estado de cloruro en el salmiac, en algunas emanaciones volcánicas.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

Usos: En la industria para hacer hielo, jabones líquidos, líquidos para desengrasar, para obtener carbonatos de sodio, como reactivo en el laboratorio. En medicina, obra aplicado localmente como irritante y cáustico, inhalado estimula por acción refleja las fuerzas cardíacas y la respiración, produciendo una excitación en las mucosas, por lo que es empleado contra el síncope y colapso. Al exterior es usado contra el reumatismo crónico, artritis, sabañones. Al interior contra la embriaguez, como sudorífico, en la epilepsia, crisis de asma, en aplicaciones locales contra picaduras de insectos, escorpiones y mordeduras de serpientes. Actúa también como estimulante cotra los estupefacientes. A dosis elevadas, produce hemorragias. En guerra para hacer $(NH^4)Cl$ fumígeno. para preparar el yoduro de nitrógeno, explosivo de alta potencia.

41.—Acido nítrico

$H(NO^3)$; D. 1.54.

Sinonimias: acido azótico, agua fuerte, acidum nitricum fumans, espíritu de nitro.

HISTORIA.—Es probable que los egipcios conociesen ya el ácido nítrico y lo empleasen para disolver la plata, como parece desprenderse del examen de algunas momias, pero sus conocimientos se perdieron hasta el siglo IX de nuestra era, en que el alquimista árabe Geber lo obtuvo calcinando el salitre con alumbre y sulfato de cobre. En 1225, Raimundo Lulio lo obtuvo calentando el nitro o

salitre con arcilla, y le dió el nombre de agua fuerte, que todavía conserva en el comercio; la sílice de la arcilla es la que reaccionaba con el potasio del salitre y substituía al ácido nítrico en la combinación; más tarde perfeccionó el conocimiento substituyendo la arcilla por el sulfato de hierro, que también fué empleado por el médico catalán Arnoldo de Villanova. Lavoisier en 1776 demostró que el ácido nítrico contenía oxígeno y en 1784 Cavendish realizó su síntesis por la acción de la chispa eléctrica sobre el aire húmedo. La composición exacta del ácido nítrico la precisó Gay Lussac en 1816.

Estado natural: El ácido nítrico no se encuentra en libertad en la naturaleza; en cambio se halla muy esparcido y combinado con el potasio, sodio, amonio, calcio y magnesio.

Obtención: Véase en el laboratorio.

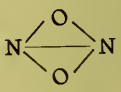
Propiedades: Véanse en el laboratorio. P. eb. 86° C. P. solidificación —42° C. El ácido al 68% tiene una densidad de 1.41 y hierve a 120° C.

Usos: Se usa como oxidante en la preparación del ácido sulfúrico y también por la misma propiedad en análisis; en la preparación de nitratos metálicos, en el trabajo de los metales, para grabar el acero y el cobre, para afinar la plata y el oro, para colorear la seda, para la fabricación de explosivos (nitroglicerina, nitrocelulosa, ácido pícrico, etcétera); ácido oxálico. La propiedad característica del ácido nítrico es la coagulación de los albuminoideos, pero si está en exceso los redisuelve, dando lugar al desprendimiento de gases. Empleado como cáustico contra las verrugas, excrecencias y vegetaciones, ulceraciones lúpicas y fagedenias. No

debe usarse como los álcalis, carbonatos alcalinos, óxidos, acetato de plomo y sulfato de hierro y con las materias orgánicas (alcohol, fenol, glicerina, etcétera), con las que puede producir substancias explosivas. Concentrado se usa también para las mordeduras de las serpientes venenosas, animales ponzoñosos, y en síntesis orgánica.

42.—Bióxido y peróxido de nitrógeno

Bióxido de nitrógeno

Fórmula N^2O^2 o NO desarrollada: 

Peso molecular: 30.008. (H.....1.008)

Sinonimias: óxido nítrico, nitrosilo, óxido de nitrógeno.

HISTORIA: Descubierto por Halles y estudiado por Priestley, Davy y Gay Lussac. Babor atribuye su descubrimiento a Juan Bautista Van Elmont.

Estado natural: Nunca existe en la naturaleza.

Preparación: Por descomposición del ácido nítrico mediante torneaduras de cobre a la temperatura ordinaria, usando ácido nítrico diluído en agua, el aparato es el mismo que sirvió para la obtención del hidrógeno. Reacción:

$$3\overset{+}{Cu} + 8\overset{+}{H}(\overset{-}{NO^3}) \longrightarrow 3\overset{+}{Cu}(\overset{-}{NO^3})^2 + 4H^2O + N^2O^2.$$

Para obtenerlo puro se conduce primero a una solución concentrada y fría de sulfato ferroso (vitriolo de hierro), que lo absorbe tomando color negro pardusco y lo desprende después por la ebullición como bióxido de nitrógeno puro. También

se prepara casi puro calentando directamente nitrato de potasio con una solución clorhídrica de cloruro ferroso. Reacción:

$$6FeCl^2 + 2K\ NO^3) + 8HCl \rightarrow 3Fe^2Cl^6 + 2KCl + 4H^2O + N^2O^2 \ldots (2NO)$$

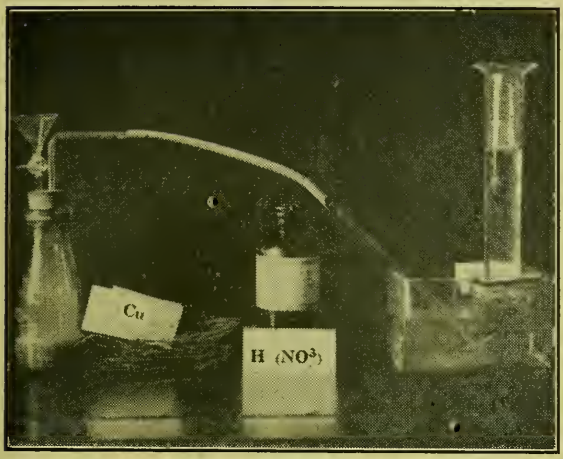
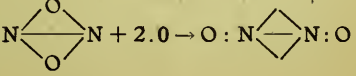


Fig 25

Propiedades: Véanse en el laboratorio. El calor lo descompone en nitrógeno y oxígeno según la ecuación: NO + calor → 2N+2.0.

P. eb. —151° C; P. solidificación —161° C. Presión crítica 64 atmósferas.

En presencia del oxígeno del aire se transforma inmediatamente en peróxido de nitrógeno según la ecuación siguiente: $N^2O^2 + 2.0 \rightarrow N^2O^4$ o $(2NO^2)$

Desarrollada así: 

Es descompuesto por casi todos los cuerpos que ejercen acción sobre el protóxido de nitrógeno y Berthollet ha obtenido su descomposición explosiva haciéndolo detonar en una cápsula con fulminato de mercurio. No es comburente ni combustible, sólo los cuerpos muy ávidos para la combustión (carbono, fósforo, potasio), pueden arder en él, lo que nos prueba que el oxígeno está combinado en este cuerpo con más energía que en el protóxido. El hidrógeno no constituye con el bióxido mezcla detonante; sin embargo, en presencia del musgo de platino estos dos gases se combinan para dar agua y amoníaco según la ecuación: $NO+5H \rightarrow NH^3+H^2O$

Se combina con el ión ferroso para formar un ión complejo de color pardo $Fe\,NO''$.

Peróxido de nitrógeno

Fórmula: N^2O^4.....(NO^2)

Desarrollada: $O:N\begin{matrix}O\\ \diagup\!\!\diagdown\\ O\end{matrix}N:O$

Peso molecular: 46.008 (H.....1.008).

Sinonimias: Nitrilo, ácido hiponítrico, dióxido de nitrógeno, tetraóxido de nitrógeno, ácido nitroso-nítrico.

HISTORIA.—Erróneamente llamado ácido hiponítrico, fué descubierto por Raimundo Lulio en 1225, al mismo tiempo que el ácido nítrico. El conocimiento exacto de su naturaleza y propiedades débese a los trabajos de Dulong y de Gay Lussac. No contiene ningún átomo de hidrógeno, de los que caracterizan los ácidos.

Estado natural: Existe en las inmediaciones de los laboratorios y de las fábricas de ácido nítrico, lo mismo que de los laboratorios de explosivos y fábricas de pólvoras, además en las joyerías donde graban en cobre, electrograbados, fábricas de moldes de imprenta, etcétera.

Preparación: Cuando se expone el bióxido de nitrógeno en contacto del oxígeno del aire se pone de manifiesto en forma de un gas rutilante, de olor fuerte y característico, según la ecuación antes mencionada: $NO + O \rightarrow NO^2$.

Calentando el nitrato de plomo en una retorta y recibiendo el producto en un tubo en forma de U y enfriando en una mezcla frigorífica, se efectúa la siguiente reacción: $Pb(NO^3)^2 \rightarrow PbO + O + 2NO^2$.

Propiedades: Líquido amarillento muy cáustico, de olor sofocante. Cristaliza a —9° C, en prismas transparentes e incoloros, entra en ebullición a 22° C. A la temperatura ambiente difunde vapores rutilantes, de olor fuerte y característico, cuya densidad es de 1.60 (aire...1). Se desdobla en dos moléculas de NO^2, entre 140 y 150° C. A la temperatura inferior a 12° C, la combinación N^2O^4, forma una masa sólida cristalina que a la temperatura algo más elevada se convierte en un líquido incoloro, de 1.4935 de peso específico 0° C. A algunos grados sobre 0° C, adquiere el líquido una coloración amarilla, a consecuencia de una disociación parcial hasta que a 22° hierve para convertirse en vapores pardorrojizos, que constan de una mezcla de NO^2 y N^2O^4. Estos vapores se hacen tanto más obscuros cuanto mayor NO^2 tienen, y al llegar entre 140 y

150°, se vuelven casi negros. Los vapores rojizos constan de una mezcla entre 25 y 140° de peróxido de nitrógeno no disociado y de disociado.

No se conoce ningún hidrato de peróxido de nitrógeno, aún cuando el vapor del aire húmedo adquiera reacción ácida, por esto indujo a llamarle ácido hiponítrico.

Es el que mejor resiste la acción del calor, mancha el cutis de amarillo y lo desorganiza. No se combina directamente con los hidróxidos, pero en presencia de ellos se descompone, por ejemplo: con el hidróxido de potasio da una mezcla de nitrato y nitrito de potasio y agua, según la siguiente ecuación:

$$2NO^2 + 2K(OH) \rightarrow K(NO^3) + K(NO^2) + H^2O$$

El carácter principal del peróxido de nitrógeno es descomponerse en ácido nitroso y nítrico en contacto del agua helada en pequeña cantidad, así:

$$2NO^2 + H^2O \rightarrow H(NO^3) + H(NO^2).$$

Pero el ácido nitroso que forma una capa azulada en el fondo del líquido es poco estable y si la temperatura pasa de 10° C, se desprende bióxido de nitrógeno, según la ecuación siguiente:

$$3NO^2 + H^2O \rightarrow 2H(NO^3) + NO$$

El peróxido de nitrógeno no es un ácido y su disolución enrojece la tintura azul de tornasol, es porque siempre contiene vestigios de ácido nítrico según lo anteriormente expuesto, algunos elementos como los magnéticos (Fe, Ni y Co) y el cobre, cuando están reducidos y finamente divididos absorben a baja temperatura, grandes cantidades de

peróxido de nitrógeno con formación de nitrometales, por ejemplo el $Cu^2(NO^2)$ (nitrum cuprum). Es venenoso. En los cambios de coloración se puede notar según Patterson, que a los 600° C, vuelve a perder su color y queda incoloro.

Usos: Solamente desempeña papel en la preparación del ácido sulfúrico como catalizador de transmisión (Oswald), y como segundo producto de transformación del bióxido de nitrógeno, en contacto del oxígeno del aire. Para cargar (panclastitas) bombas incendiarias de aviones con sulfuro de carbono.

43.—Elemento

Fósforo, anhídrido fosfórico

Fósforo

Símbolo: Ph; N. A. 15; P. A. 31; P. M. 124.

Valencias: 3 y 5. D. del blanco, 1.83.

HISTORIA: Fué aislado por Brandt, comerciante arruinado de Hamburgo, quien lo obtuvo por destilación del residuo de la orina humana (1669), sin embargo el procedimiento de extracción lo publicó por primera vez Kunckel y Boyle. Gahn y Margraff lo encontraron en los huesos, de donde Scheele lo extrajo, por un procedimiento especial que lleva su nombre. El nombre de fósforo, que quiere decir: portador de luz, se debe a Elsholz, médico de Guillermo de Brandemburgo. El fósforo rojo fué descubierto por Kopper y obtenido por Schorötter (1845) y el fósforo negro por Hitorf.

Estado natural: Nunca existe libre, pero forma los siguientes minerales:

Apatito, fluocloro ortofosfato de calcio:

$$3Ca^3\ (PhO^4)^2CaCl^2\ Ca\ Fl^2;$$

Fosforita, ortofosfato de calcio $Ca^3\ (PhO^4)^2$ y en los huesos de los animales en el mismo estado;

Wavelita, hidróxido y ortofosfato de aluminio $4Al\ (PhO)^4\ Al\ (OH)^3\ 9H^2O$, llamada también turquesa;

Vivianita, ortofosfato ferroso hidratado $Fe^3\ (PhO^4)^2\ 8H^2O$;

Piromorfita, cloro ortofosfato plumboso $3Pb^3\ (PhO^4)^2\ PbCl^2$;

En la orina al estado de ortofosfatos de amonio y sodio $Na^3\ (PhO^4)$, $(H^4N)^3$, (PhO^4).

También existe en las substancias nerviosas, en la yema del huevo, y en el guano y en los coprolitos (estos últimos excrementos de aves). El fósforo se presenta en tres estados alotrópicos.

Obtención: Para obtener el fósforo blanco hay dos procedimientos importantes: el procedimiento de Scheele, modificado y el del horno eléctrico. Procedimiento de Scheele (usado por la casa Coignet).

Las principales operaciones de este método son:

1º—Se tratan los huesos por el ácido clorhídrico para aislar los ortofosfatos de la gelatina (oseína). Según la reacción de la ecuación:

$$Ca^3\ (PhO^4)^2 + 4HCl \rightarrow 2CaCl^2 + CaH^4\ (PhO^4)^2$$

Ortofosfato de Ca insoluble. Ortofosfato monocálcico soluble.

2º—Transformación del ortofosfato monocálcico soluble en ortofosfato dicálcico insoluble, por medio de una solución de hidróxido de calcio, para separar el ortofosfato, del cloruro de calcio, que queda en la solución, que se separa por filtración de la gelatina de los huesos. Se efectúa la reacción de la ecuación:

$$\overset{+}{Ca}^3(\overset{-}{PhO}^4)^2 + 4\overset{+}{H}\overset{-}{Cl} \longrightarrow 2\overset{+}{Ca}\overset{-}{Cl}^2 + \overset{+}{Ca}\overset{+}{H}^4(\overset{-}{PhO}^4)^2$$

[soluble]

3º—Transformación del ortofosfato dicálcico insoluble en ácido ortofosfórico por medio del ácido sulfúrico, operación que se hace en cubas de madera forradas interiormente de plomo. El sulfato de calcio que se forma queda insoluble bajo la forma de polvo y el ácido ortofosfórico pasa en la solución; para separarlos completamente, se filtra. Se efectúa la reacción de la ecuación:

$$\overset{+}{Ca}\overset{+}{H}^4(\overset{-}{PhO}^4)^2 + \overset{+}{Ca}\overset{-}{OH}^2 \longrightarrow \overset{+}{H}^2\overset{-}{O} + \overset{+}{Ca}^2\overset{+}{H}^2(\overset{-}{PhO}^4)^2$$

[poco soluble]

El ácido ortofosfórico se concentra hasta que toma la forma de un sólido de aspecto gelatinoso.

4º—Este ácido fosfórico es mezclado con carbón o con aserrín de madera, colocado en retortas de asperón, donde se calienta progresivamente hasta el rojo; se efectúan las reacciones de las ecuaciones siguientes:

$$\overset{+}{Ca}^2\overset{+}{H}^2(\overset{-}{PhO}^4)^2 + 2\overset{+}{H}^2(\overset{-}{SO}^4) \longrightarrow 2\overset{+}{Ca}(\overset{-}{SO}^4) + 2\overset{+}{H}^3(\overset{-}{PhO}^4)$$

Este anhídrido fosfórico simultáneamente es reducido por el carbón según la reacción de la ecuación:

$$2\overset{+}{H}^3(\overset{-}{PhO}^4) + \triangle \longrightarrow 3\overset{+}{H}^2\overset{-}{O} + \overset{+}{Ph}^2\overset{-}{O}^5;\ \overset{+}{Ph}^2\overset{-}{O}^5 + 5\overset{+}{C} + \triangle \longrightarrow 2\overset{+}{Ph} + 5\overset{+}{C}\overset{-}{O}$$

Las retortas están en comunicación con recipientes que contienen agua donde se viene a condensar el fósforo (figura 26). Luego se somete a la operación número 5.

5°—La purificación del fósforo destilado se hace filtrándolo en estado de fusión por una gamuza bajo presión; por último se cristaliza en sulfuro de carbono y se moldea después en lingoteras, guardándolo en frascos obscuros (vidrio rojo) y bajo de agua hervida.

Procedimiento eléctrico

Se usa en horno especial (figura 27); los huesos son reducidos a cenizas y éstos son mezclados con arena (anhídrido silícico SiO^2) y con carbón. La mezcla es vertida al arco voltaico del horno gradualmente por un tornillo sin fin, colocado en una tolva que se encuentra en la parte superior del horno. Los vapores de fósforo salen por un agujero colocado en la parte superior a condensarse bajo de agua unidos al óxido de carbono. Las escorias salen por la parte inferior fundidas. Se efectúa la reacción de la ecuación:

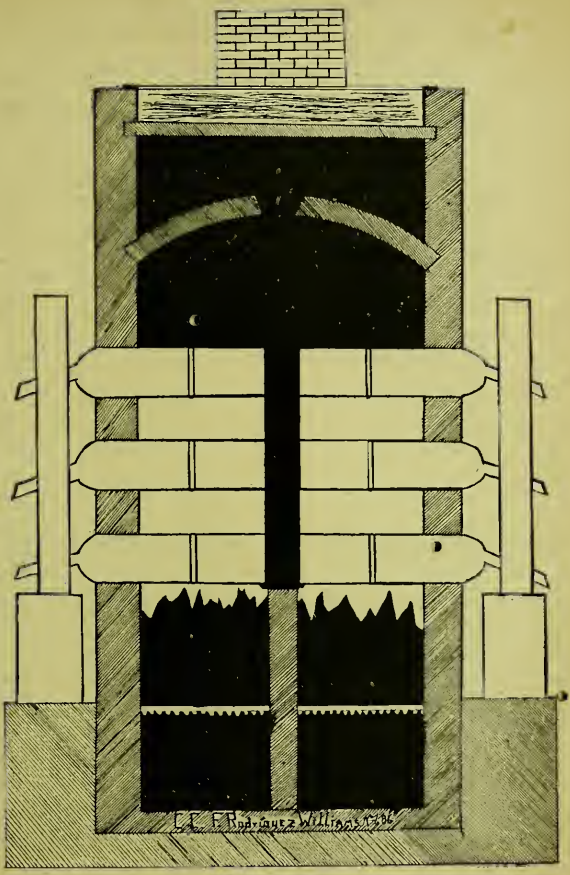


Fig. 26

$$\overset{+}{Ca}^3\overset{-}{(PhO)}^4 + 3\overset{+-}{SiO}^2 + 5\overset{+}{C} \longrightarrow 3\overset{+}{Ca}\overset{-}{(SiO^3)} + 2\overset{+}{Ph} + 5\overset{+-}{CO}$$

escoria.

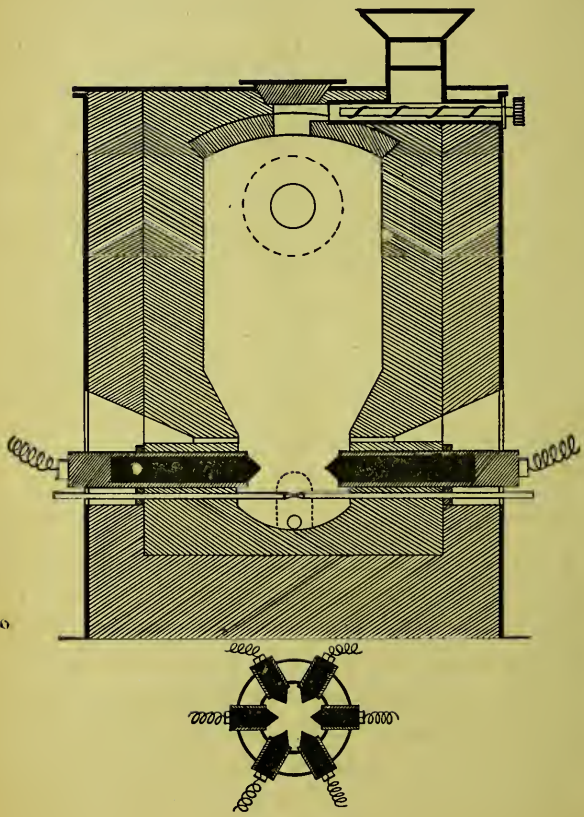


Fig. 27

El fósforo rojo se obtiene sometiendo por espacio de quince días en calderas de hierro a una temperatura de 250 a 260° C, regulada previamente por dos termómetros y una válvula de seguridad, el fósforo blanco anteriormente obtenido (figs. 28 y 29).

El fósforo negro se obtiene cristalizando en el seno de plomo fundido, el fósforo rojo; esta operación debe hacerse en un alto vacío. El plomo se disuelve en ácido nítrico diluído y queda el fósforo negro, llamado también violeta.

Propiedades: Véanse en el laboratorio las diferencias entre el fósforo blanco y el rojo.

Diferencias entre los estados alotrópicos del fósforo:

Fósforos:	Densidad:	Color:	Solubilidad en CS^2:	Inflamabilidad:
Blanco	1.83	Blanco	Soluble	Fácil
Rojo	1.96 a 2.34	Rojo	Insoluble	a 300°C.
Negro	2.69	Negro	Insoluble	Difícil

El fósforo blanco es amorfo; el rojo cristalizado en prismas exagonales, y el negro en romboedros lustrosos. El fósforo blanco funde a 44.3° C y se vaporiza a 290° C. El fósforo blanco y sus vapores son altamente tóxicos, producen en el organismo envenenamientos caracterizados por la caída y carie de los huesos, sobre todo del maxilar inferior. Cuando faltan piezas dentales o éstas han sido obturadas permanecen cariadas, la carie del hueso recibe el nombre de necrosis fosforada.

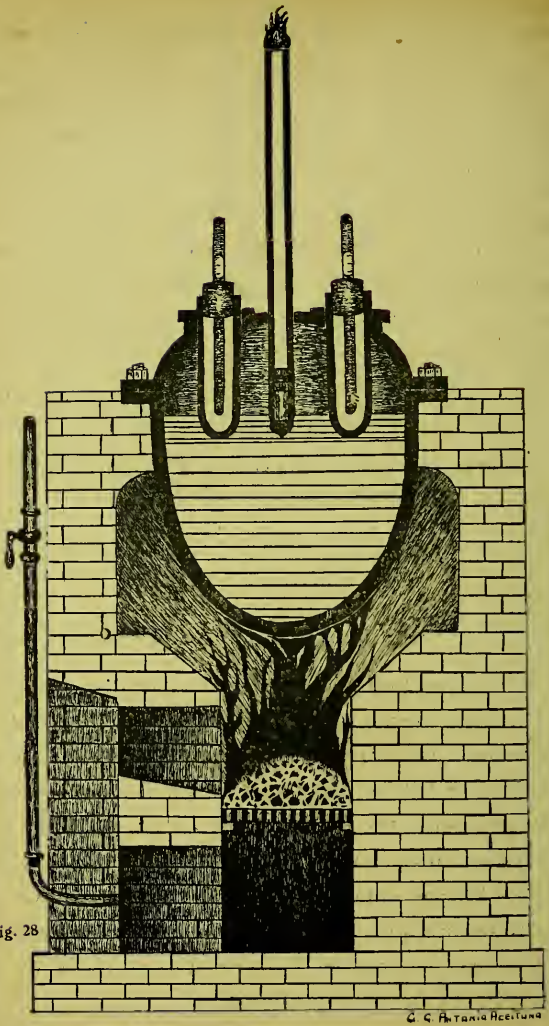


Fig. 28

Usos: Se emplea como veneno para los ratones y animales dañinos, como incendiario en guerra, y como desinfectante de la piel en medicina en aceite fosforado, el fósforo blanco.

El fósforo rojo se emplea para la fabricación de cerillos, mezclas incendiarias e inflamantes, cohetes, mechas. Va colocado en las cajas de cerillos. El fósforo negro se usa a veces como piedra preciosa. En guerra, en granadas, su solución en sulfuro de carbono, también en bombas y otros proyectiles, como incendiario y fumígeno.

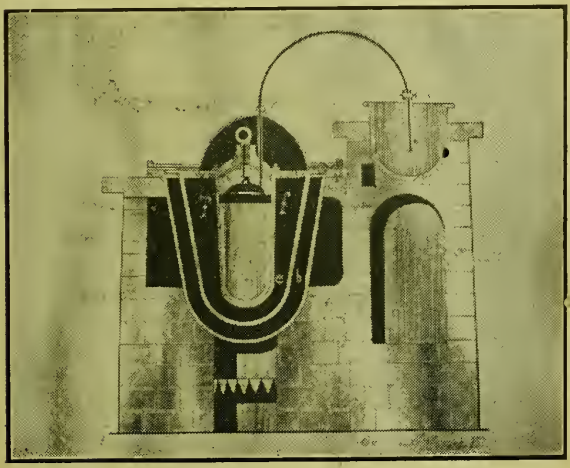


Fig. 29

Anhídrido fosfórico

Ph^2O^5; P. M. D.

Sinonimias: pentóxido de fósforo, ácido fosfórico anhidro.

HISTORIA.—Lo han estudiado Hantfernille y Perry.

Obtención: Se forma en la combustión del fósforo en corriente de aire seco, según la reacción de la ecuación: $2Ph + 5O \rightarrow Ph^2O^5$ (figura 30).

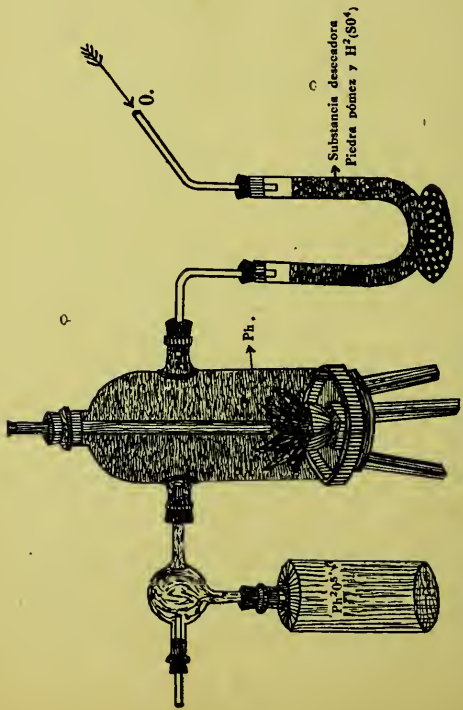


Fig. 30

Propiedades: Sólido, cristalino vítreo, se volatiliza sin fundirse a 250°; y al enfriarse se deposita en cristales monoclínicos, mientras el resto funde en forma de masa vítrea, que es su polímero. Es muy ávido de agua con lo que se combina produciendo un chirrido especial (análogo al del hierro candente en el agua), para dar ácido metafosfórico, según la reacción de la ecuación: $Ph^2O^5 + H^2O \rightarrow$ Se volitiliza a 250° C. Seco no ejerce acción sobre el tornasol, pero húmedo tiene reacción ácida.

Usos: Deshidratante enérgico en muchas operaciones químicas. Como fumígeno en guerra cuando la atmósfera está seca. Para secar gases en los laboratorios.

Una libra de fósforo blanco puede producir 4.600 pies cúbicos de humo con una unidad de densidad (un pie de él que obscurezca el filamento de una lámpara de 40 vatios), por lo que se dice que el P.T.O del fósforo es 4600.

44.—Antimonio, sulfuro de antimonio

Antimonio

Símbolo: Sb; D. 6.62.

Sinonimias: Régulo, stibium, protea, plomo sagrado, plomo de los filósofos, plomo de los sabíos.

HISTORIA.—El nombre de antimonio se debe a Basilio Valentín, porque este monje, queriendo curar a unos monjes leprosos de un asilo, les administró un compuesto de antimonio y todos los monjes

murieron a consecuencia del medicamento. El nombre viene de las voces griegas *anti,* contra, *moines,* monjes.

Las propiedades del sulfuro de antimonio fueron descritas por los griegos. Los hebreos usaban el sulfuro de antimonio, para pintarse las cejas, y después como secativo externo. Fué considerado por los alquimistas como la substancia que debería formar el oro.

Estado natural: Casi nunca existe libre, pero combinado en los minerales siguientes:

Estibina, sulfuro antimonioso, Sb^2S^3;

Buornonita, sulfoantimoniuro de plomo cúprico. $CuS, 2PbS, Sb^2S^3$;

Zinquenita, sulfoantimoniuro de plomo, $4PbS, Sb^2S^3$;

Plagionita, sulfoantimoniuro de plomo, $2PbS, 3Sb^2S^3$;

Jamesonita, sulfoantimoniuro de plomo, $2PbS, Sb^2S^3$;

Calcoestibina, sulfoantimoniuro cuproso, Cu^2S, Sb^2S^3;

Argiritrosa, sulfoantimoniuro de plata, $3Ag^2S, Sb^2S^3$;

Estefanita, sulfoatimoniuro de plata, Ag^2S, Sb^2S^3; Sb^2S^3;

Flores de antimonio, anhídrido antimonioso amorfo, Sb^2O^3;

Cuando está cristalizado recibe los nombres de Valentinita (en prismas rómbicos), senarmonita (octaedros); cervantita, peróxido de antimonio, SbO^2;

Kermesita, oxisulfuro antimonioso, Sb^2S^3, Sd^2O^3.

Obtención: Tratando la estibina por el hierro en un crisol de doble fondo, cuyo fondo superior está perforado, se efectúa la reacción de la ecuación siguiente:

$$Sb^2S^3 + 3Fe \rightarrow 3FeS + Sd \quad \text{(figura 31)}$$

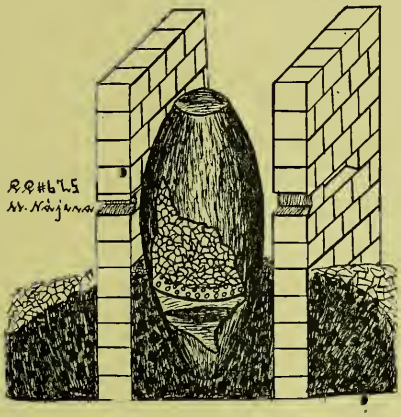


Fig. 31

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

Usos: Se usa en la aleación de letra de imprenta, asociada al plomo en un 20%. Para preparar compuestos de antimonio y ciertas materias colorantes. Entra en la composición de algunos cebos de bujías fumígenas (véase fórmula de la bujía V). Se emplea también en pirotecnia como polvo fotogénico.

Sulfuro de antimonio

$Sb^2 S^5$; P. M. 400; D.

Sinonimias: pentasulfuro de antimonio, persulfuro de antimonio, azufre dorado de antimonio, stibium sulfuratum rubrum, sulfuro rojo de antimonio.

Obtención: Puede obtenerse fácilmente saturando con ácido sulfhídrico una solución acuosa de tártaro emético (tartrato de antimonio y potasio), añadiendo al final algo de ácido clorhídrico, según la reacción de la ecuación:

$$2KSb(C^4H^4O^7) + 3H^2S \rightarrow 2K(C^4H^5O^6) + Sb^2S^3 + 2H^2O$$
$$2Sb^2S^3 + HCl \rightarrow Sb^2S^5 + H^2S + 2Sb\ Cl^3$$

Propiedades: (véanse en el laboratorio).

Usos: Se aplica principalmente como agente de vulcanización del caucho al que da también el conocido color rojo. Entra en la composición de ciertos frotadores de cerillos. Endurece el plomo.

45.—Elemento

Oxígeno, ozono

Oxígeno

Símbolo 0; N. A. 8; P. A. 16; P. M. 32.

Valencias: 2; D. 1.1056.

Sinonimias: aire vital, aire desflogisticado, aire de fuego, gas de la vida.

HISTORIA: Descubierto al mismo tiempo por Scheele, en Suecia y por Priestley en Inglaterra; estudiado por Lavoisier, quien lo creyó único engendrador de los ácidos; de ahí el nombre de oxi, ácido, genum, engendrador.

Estado natural: Forma el tercio del peso total de la tierra. En estado libre se encuentra en la atmósfera, mezclado con el nitrógeno, anhídrido carbónico y gases raros en un 23% en peso o 21% en volumen. Combinado existe en el agua, en los oxácidos, hidróxidos y en algunas sales, en los compuestos vegetales y en los animales, que contienen un 48% de su peso de oxígeno.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

Usos: Para usos medicinales debe ser químicamente puro. En la industria se usa para el soplete oxhídrico, para el gas del alumbrado, para el soplete oxiacetilénico; en medicina, para curar las enfermedades de las vías respiratorias, sea respirando el gas puro o en una solución del mismo en agua bajo presión (agua de oxígeno); al estado gaseoso es administrado, en casos de asfixia e intoxicaciones por el óxido de carbono o cloroformo; en el tratamiento de las disneas asmáticas, cardíacas, urémicas y tuberculosis. Se hacen inhalaciones de 10 a 50 litros y más por día. El oxígeno es administrado por las farmacias en bolsas de hule grueso. Se administra en inyecciones a presión en agua de 3 a 4 litros cada 20 minutos. Su solución a presión en agua es indicada en casos de náuseas y embarazos gástricos. También se usa en inhalaciones mezclado

con el protóxido de nitrógeno. Se usa el oxígeno en la clorosis, fiebre tifoidea, vómitos incoercibles de las embarazadas, tos ferina, insuficiencia respiratoria, ántrax y furunculosis.

Al exterior es usado contra la gangrena, se disuelve en el plasma sanguíneo y pasa a la hemoglobina de la sangre. Indirectamente, en guerra, al estado de compuestos de oxígeno que lo contienen en grandes cantidades, como son los cloratos, permanganatos, nitratos, etcétera, como comburente en las pólvoras. Líquido en cartuchos explosivos, mezclado con substancias combustibles que se utilizan eventualmente en la perforación de minas y túneles con el objeto de no enrarecer el aire que existe en los mismos.

Ozono

Símbolo Oz; fórmula 0^3; P. A. 16; P. M. 48.

Valencia: 6. D $\rightarrow$ 1.457.

Sinonimias: Ozein.

HISTORIA.—Van Marrum lo notó por primera vez alrededor de las máquinas dinamoeléctricas. Schoebein le puso el nombre de ozono (de ozein, que significa huelo), y lo hizo notar en la atmósfera después de las tempestades. Estudiado después por Marignac y de la Rive, quienes determinaron su constitución química.

Estado natural: El ozono existe libre en la atmósfera después de las tempestades, por influencia de las descargas eléctricas sobre el oxígeno del aire; también se forma por influencia de ciertos cuerpos fácilmente oxidables, como el fósforo blanco y la

esencia de trementina que toman el oxígeno del aire. El ozono no es más que una polimerización del oxígeno.

Obtención: Se puede obtener por dos procedimientos: físicos o del efluvio eléctrico, y el químico.

Procedimiento físico.—Se hace pasar una corriente de oxígeno, o de aire secos, por el ozonizador (figura 32). Este es un aparato que consiste en dos tubos de vidrio concéntricos, que dejan entre sí un espacio anular. El tubo interior, o sea el más pequeño, tiene en su centro adherido el electrodo que puede ser un elemento buen conductor (estaño en láminas), o ácido sulfúrico; el tubo mayor tiene adherido por la parte exterior la lámina de estaño o está introducida en una probeta que contenga ácido sulfúrico que sirve de electrodo. Cuando tiene láminas de estaño, caso de la figura 32b, forma el

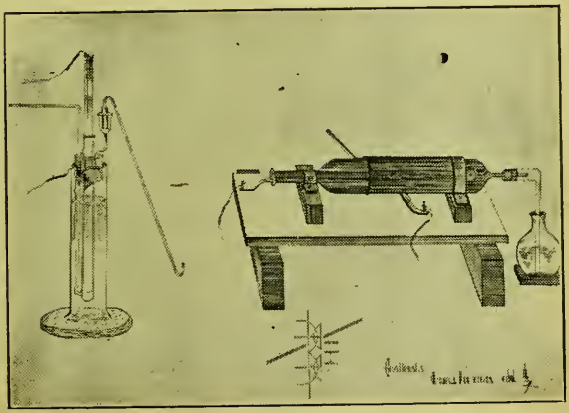


Fig. 32

ozonizador de Siemens, y cuando tiene como condensadores ácido sulfúrico es el ozonizador de Berthelot (figura 32a). El tubo interior puede también llevar mercurio. (Modificación de José Ramón Pomes.) Se conectan los electrodos con un poderoso carrete de Ruhmkorff. (Para hacer el contacto con el ácido sulfúrico y los alambres de cobre, se necesitan en el ozonizador de Berthelot hilos de platino); inmediatamente saltan entre los electrodos chispas eléctricas, forman un anillo de color azul violado (es lo que se llama efluvio eléctrico), que tiene el poder de polimerizar (unir consigo mismo un cuerpo), algunos cuerpos entre los que se encuentra el oxígeno para formar el ozono. Se efectúa la reacción de la ecuación:

$$3O + \text{efluvio} \rightarrow O^3.$$

Procedimiento químico: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Se liquida a —106° C, en forma de un líquido color añil, fuertemente explosivo y magnético. Las demás propiedades véanse en el laboratorio.

Usos: El ozono se produce por la acción de los rayos ultravioleta sobre el oxígeno del aire; de aquí una parte del poder desinfectante de estos rayos. El ozono es un poderoso desinfectante y decolorante; tiene las propiedades del oxígeno mucho más activas.

46.—Elemento

Azufre

Símbolo: S; N. A. 16; P. A. 32; P. M. 64.

Valencias: 2 y 6; D → 2.06 (cristalizado en romboedros).

Sinonimias: sulfur, thión, alcrebite, alquibrit.

HISTORIA.—Se conocía desde la antigüedad y lo prescriben los libros de ciencias naturales mezclado con manteca en forma de pomada contra las enfermedades de la piel (sarna). Los alquimistas lo consideraban como una combinación ácida del flogístico, y Lavoisier lo señaló por primera vez como elemento.

Estado natural: Existe libre en las orillas de los volcanes, en las solfataras (terrenos volcánicos que poseen fuentes termales), en donde existe por reducción del anhídrido sulfuroso, por el ácido sulfhídrico o por acción de ciertas algas (begiatosas),

$SO^2 + H^2S \rightarrow 2H^2O + 3S$; $SO^2 +$ begiatosas $\rightarrow 2O + S$.

Combinado se encuentra con casi todos los elementos, formando sulfuros, sulfatos, en los minerales siguientes:

Calcoina, sulfuro cuproso Cu^2S;

Covelina, sulfuro cúprico CuS;

Calcopirita, sulfuro férrico cuproso Cu^2S, Fe^2, S^3;

Filipsita, sulfuro férrico cúprico CuS, Fe^2S^3;

Argirosa, sulfuro de plara Ag^2S;

Argiritrosa, sulfoantimoniuro de plata $3Ag^2S$, Sb^2S^3.

Saturosa o estefanita $5Ag^2S$, Sb^2S^3;

Polibasita $9Ag^2S$, Sb^2S^3;

Matildita, sulfuro doble de aluminio y plata $AgAlS^2$;

Estromeyerita, sulfuro doble de plata cuproso Cu^2 Ag^2 S^2;

Blenda, sulfuro de cinc ZnS;

Cinabrio, sulfuro mercúrico HgS;

Galena, sulfuro plumboso PbS;

Oropimente, sulfuro arsenioso As^2 S^3;

Rejalgar, bisulfuro de arsénico AsS^2;

Mispiquel, sulfoarseniuro de hierro Fe^2 As^2 S^2;

Estibina, sulfuro antimonioso Sb^2 S^3;

Bismutina, sulfuro bismuto Bi^2 S^3;

Pirita, sulfuro de hierro FeS^2;

Cobaltina, sulfoarseniuro de cobalto Co^2 As^2 S^2;

Tenardita, sulfato de sodio anhídrido Na^2 (SO^4);

Exantalosa, sulfato de sodio heptahidratado;

Glauberita, sulfato de calcio y sodio Na^2Ca $(SO^4)^2$;

Arcanita, sulfato de potasio K^2 (SO^4);

Alumbre, sulfato doble de aluminio y potasio KAl $(SO^4)^2$ $12H^2O$;

Alunita, sulfato doble de aluminio y potasio e hidróxido de aluminio Al^2 K^2 $(SO^4)^4$ $4Al(OH)^3$;

Cianosa o caparrosa azul, sulfato cúprico hidratado $Cu(SO^4)$ $5H^2O$;

Gallictinita o caparrosa blanca, sulfato de cinc hidratado $Zn(SO^4)$ $7H^2O$;

Gipso o yeso, sulfato de calcio hidratado $Ca(SO^4)$ $2H^2O$;

Karstenita, sulfato de calcio anhidro, baritina, sulfato de bario $Ba\ (SO^4)$;

Celestina o celestita, sulfato de estroncio $Sr(SO^4)$;

Alunógeno, sulfato de aluminio $Al^2(SO^4)^3$;

Epsonita, sulfato de magnesio hidratado $Mg(SO^4)$ $7H^2O$;

Anglesita, sulfato de plomo $Pb\ (SO^4)$.

Obtención: El azufre se le purifica de la tierra y de la arena que contiene cuando se encuentra libre, por medio de la fusión en hornos de ladrillo cuyo fondo se encuentra inclinado Calcaroni (figura 33) o también por volatilización de los Dopioni

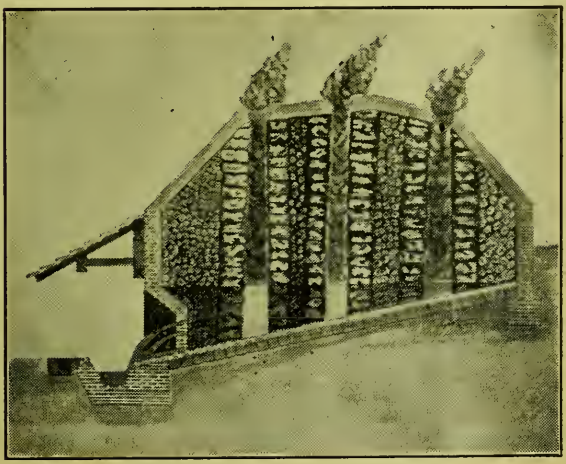


Fig. 33

(figura 34), en el aparato de Lamy y Michael (figura 35) o por fusión y volatilización en el aparato de Rocasolano (figura 36). Existen diversos estados alotrópicos del azufre, que dependen de la manera de tratarlo: 1°, azufre en barras o canutos; 2°, azufre sublimado o flor de azufre (llamado también azufre utricular); 3°, azufre octaédrico; 4°, azufre prismático; 5°, azufre precipitado o leche de azufre; 6°, azufre coloidal; 7°, azufre plástico; 8°, azufre nacarado o en rosarios; 9°, azufre perlado; 10, azufre electropositivo (es el azufre combinado con elementos más electronegativos que él); 11, azufre negativo (cuando se encuentra combinado con los elementos más positivos que él).

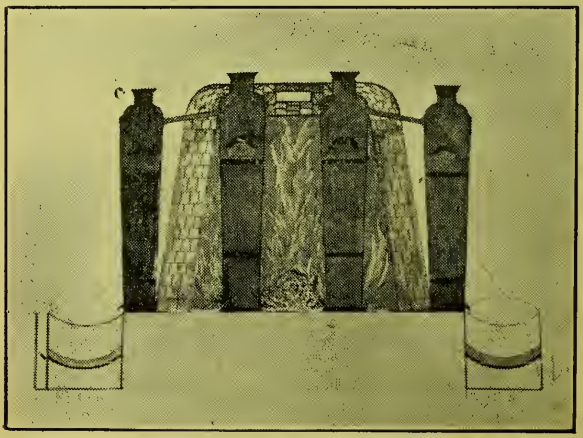


Fig. 34

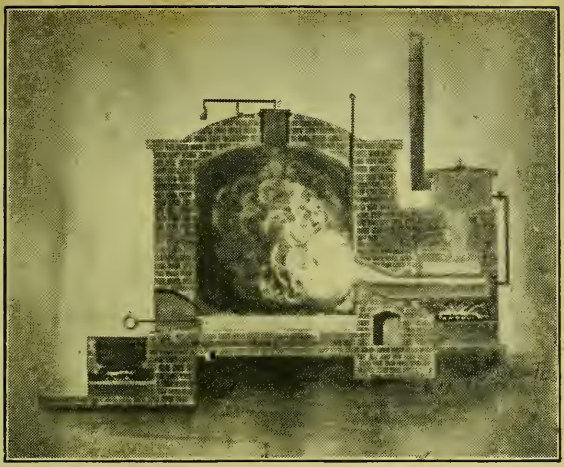


Fig. 35

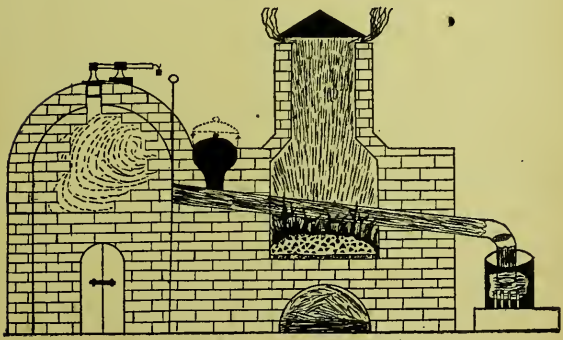


Fig. 36

Propiedades: Varían según el estado alotrópico que se considere (véanse en el laboratorio). La temperatura obra sobre el azufre de diversa manera. (Tomaremos azufre en barra para nuestra experiencia.)

A la temperatura inferior de 0° C, el azufre se vuelve blanco; a la temperatura ordinaria es de color amarillo limón; a medida que sube la temperatura el color va cambiando poco a poco; a 113° C, funde en forma de un líquido amarillo cetrino, transparente; a 160° C, se vuelve obscuro y viscoso; entre 200 y 250° C, se vuelve otra vez flúido y a los 445° C, se transforma en vapor (sublímase). A la temperatura de 260° C, al contacto del aire, arde. La densidad del azufre varía entre 1.96 y 2.07. Las diferentes modificaciones alotrópicas del azufre tal vez se deben al distinto número de átomos que contiene la molécula de cada uno de ellos..

Usos: Varían según el estado alotrópico, pero en general el azufre se usa en medicina como antiséptico y antiparasitario en las enfermedades de la piel (sarna); también se utiliza en afecciones de las vías respiratorias. La leche de azufre ingerida provoca sobre la piel y mucosas por donde se elimina, una irritación dolorosa, oftalmía, diarrea, cólico, vómitos, respiración difícil, hipotermia y a veces hasta la muerte. En dosis pequeñas el azufre es un purgante suave, antiséptico intestinal y antiseborreico.

El azufre coloidal se usa en los reumatismos, en las faringitis, bronquitis, y catarros crónicos, en el estreñimiento, en las afecciones de las vías genitales

y la convalecencia de la clorosis. En la industria el azufre se usa para la fabricación de la pólvora, del azul de ultramar, para vulcanizar el caucho, para anhídrido sulfuroso, para desinfección de locales, para hacer ácido sulfúrico, sulfitos, hiposulfitos, para blanquear telas, etcétera (véase anhídrido sulfuroso); para fabricar sulfuro de carbono, para endurecer la gutapercha, para la fabricación de mechas azufradas y cerillos. En la industria farmacéutica tiene aplicaciones múltiples el azufre. En barras se usa para hacer moldes para medallas, soldar piedra con hierro, para la fabricación de ebonita (material aislador). El azufre plástico se usa para sellos de hule.

El azufre que entra en la composición de las pólvoras les asegura una buena conservación, al mismo tiempo que les da cierta consistencia. Además aumenta la fuerza explosiva, favoreciendo la propagación de la combustión.

El azufre que se emplee debe ser azufre refinado en cañones, privado completamente de arsénico y de materias minerales, soluble por completo en el sulfuro de carbono.

Se purifica alguna vez el azufre por medio de una fusión previa, teniendo cuidado de separar la capa inferior.

Pequeñas variaciones en la proporción del azufre empleado para la fabricación de una pólvora no influyen sino en sus propiedades balísticas.

"El mejor azufre para pólvoras es el electronegativo o azufre destilado".—Manuel A. Délano

47.—Acido sulfhídrico

H^2S; D. 1.177.

Sinonimias: hidrógeno sulfurado, ácido hidrotiónico, sulfhido hídrico, gas hediondo, gas hepático, gas de los huevos podridos, sulfuro de hidrógeno.

HISTORIA. — Descubierto por Roualle, que le llamó gas hediondo, estudiado más tarde por Scheele, Bertholet, Thenard y Davy.

Estado natural: Se encuentra en las alcantarillas, como pozos negros, y en todos los lugares donde hay putrefacción de las substancias orgánicas sulfonitrogenadas. En algunos gases volcánicos y disuelto en el agua de algunas fuentes llamadas impropiamente sulfurosas; combinado con el amoníaco, forma el sulfuro de amonio, que también se encuentra en las cloacas.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

Usos: Tiene aplicaciones en análisis químico como reactivo. En medicina a veces en forma de aguas minerales contra catarros crónicos, reumatismo, enfermedades cutáneas, a veces como antídoto contra envenenamiento de ciertos metales.

48.—Anhídrido sulfuroso y anhídrido sulfúrico

Anhídrido sulfuroso

Fórmula: SO^2; D. 2.313.

Sinonimias: ácido sulfuroso anhidro, óxido de azufre, ácido sulfúrico flogisticado, gas de pajuelas.

HISTORIA.—Descubierto por Sthal y estudiado por Livabius, Gay Lussac y Berselius.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

Usos: Se usa en la industria como blanquante, en medicina como desinfectante, sobre todo en los viñedos. En los laboratorios para la preparación del ácido sulfúrico, los sulfitos y del anhídrido sulfúrico, como borrador de tintas para limpiar sedas. Se usó en la antigüedad en guerra, como sofocante para hacer rendirse cuarteles que tenían sitiados.

Anhídrido sulfúrico

SO^3; D. 1,954.

Sinonimias: trióxido de azufre, ácido sulfúrico anhidro.

HISTORIA.—Preparado por primera vez por Basilio Valentín y por Bernard, destilando ácido pirosulfúrico y recogiendo los vapores en un recipiente enfriado con hielo. Winkler, en 1875, lo obtuvo por unión directa del anhídrido sulfuroso

con el oxígeno del aire empleando como catalizador platino muy dividido. La acción catalítica del platino fué descubierta por Davy en 1817.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: El anhídrido sulfúrico es una substancia blanca y cristalina, a baja temperatura, fumante en el aire húmedo, se funde a 16.8°, dando un líquido incoloro. Su peso específico es de 1.954 a 2.13 en estado líquido, de 1.97 a 20°; hierve a 46° C. Conservado durante cierto tiempo a temperatura inferior a 25, experimenta una polimerización, convirtiéndose en cuerpo cristalino en forma de agujas sedosas de composición $S^2 O^6$, que funde a 50°; transformándose poco a poco en el compuesto monomolecular. El anhídrido sulfúrico es muy ávido del agua, a la cual fija convirtiéndose en ácido sulfúrico con reacción muy violenta, que puede llegar à ser explosiva si la cantidad del agua es insuficiente. El calor desarrollado es tan grande, que en el punto de contacto del anhídrido con el agua, ésta se convierte en vapor, produciéndose un ruido semejante al que se obtiene introduciendo un hierro candente dentro del agua. Por esta causa descompone las substancias orgánicas nitrogenadas y entonces toma un color pardo. A 430° comienza a descomponerse en gas sulfuroso y oxígeno, descomposición que es completa hacia los 900°; siempre que se verifica la calefacción en presencia de las substancias que favorezcan su descomposición; pero si se calienta el anhídrido, la descomposición no es total sino hasta los 1,300°. Forma con el azufre

diversos compuestos cuyo calor varía entre el verde azulado y el pardo, según la cantidad de azufre. Cuando es completamente anhidro, no ataca al hierro, por lo que se puede conservar en recipientes de este metal.

Usos: La aplicación principal del anhídrido sulfuroso y oxígeno, o sea la disociación que se opone a su formación, que lo convierte en un poderoso oxidante. Esta oxidación resulta mucho más enérgica al elevarse la temperatura o en presencia de catalizadores como las sales de mercurio o de cobre. Se emplea en la fabricación de varios productos industriales de gran importancia, como el añil o índigo sintético, la sacarina, el ácido clorosulfónico, etcétera y mezclado con ácido sulfúrico para diversas operaciones de sulfonación y nitración de los compuestos orgánicos. Se emplea en guerra como fumígeno.

49.—Acido sulfúrico

$H^2(SO^4)$.

Sinonimias: hidrato sulfúrico, monohidrato sulfúrico, aceite de vitriolo, espíritu de vitriolo, ácido sulfúrico inglés, ácido sulfúrico monohidratado.

HISTORIA.—Parece que en el siglo VII el alquimista Geber obtuvo el ácido sulfúrico en estado impuro; el alquimista persa Al-Rhasés, muerto en 940 lo menciona también en sus escritos, así como Alberto el Grande, que le dió el nombre de azufre de los filósofos. Pero el procedimiento para obte-

nerlo no se encuentra sino hasta el siglo XV, en los escritos de Basilio Valentín, que lo preparó hacia 1450, calcinando sulfato de hierro y arena y luego quemando azufre en presencia de un poco de nitro. A principios del siglo XVII, Angel Sala, químico y médico vicentino, comprobó en 1613 la formación tro de vasijas húmedas y espaciosas, siendo luego seguido este procedimiento por varios farmacéuticos de aquella época, hasta que, en 1666, Le Fevre y Lémery, de París, perfeccionaron el procedimiento agregando pequeñas cantidades de nitro para favorecer la oxidación. El procedimiento hoy en uso para la obtención del ácido sulfúrico con el azufre parece haberlo usado Cornelio Drebel, hacia la mitad del siglo XVIII en Inglaterra.

La primera fábrica de ácido sulfúrico se estableció en Richmond, cerca de Londres, por Ward, en 1740, que realizaba la operación en vasijas de vidrio de unos 300 litros, hasta que, en 1746, Roebuck y Garbett, en Birmingham, substituyeron los balones de vidrio por cámaras de plomo más vastas, que representaron un gran avance en la producción del ácido sulfúrico en gran escala. La primera cámara de plomo se construyó en Francia en Rouen, en 1766, y algo más tarde, los industriales de esa población idearon quemar el azufre en corrientes de aire, mientras que la Follie aconsejó inyectar vapor de agua durante la combustión del azufre. A consecuencia de haberse elevado el precio de esta materia, empezaron a ensayarse piritas que dieron excelentes resultados, y en 1835, Gay Lussac intro-

dujo en la fábrica de la compañía de Saint Gobian, en Chauny, los primeros aparatos para recuperar los vapores nitrosos, empleando la torre que lleva su nombre. En 1861, el ingeniero inglés Glauber inventó una torre que se coloca antes de la primera cámara de plomo, que lleva el nombre del autor. El desarrollo de la fabricación del ácido sulfúrico fué aumentándose sucesivamente y construyéronse cada vez mayores instalaciones, pero sin que apareciesen modificaciones de importancia, hasta que aparecieron las primeras tentativas para elaborar el ácido sulfúrico por el procedimiento de contacto, que causó una verdadera revolución en la industria de este ácido.

Estado natural: En estado libre se encuentra el ácido sulfúrico en las aguas que brotan en la proximidad de los volcanes, pues el anhídrido sulfuroso disuelto en el agua se oxida paulatinamente por el oxígeno del aire y pasa a ácido sulfúrico. Así, según Boussingault, contiene, por ejemplo: el río Vinagre de Los Andes 1/10%; un manantial en el Páramo de Ruiz en Nueva Granada, según Lewy, 0.5% de ácido sulfúrico libre. También lo contienen muchos manantiales de Transilvania. El río Vinagre lleva anualmente unos 17.000,000 de kilogramos de ácido sulfúrico. Una localización sumamente notable de ácido sulfúrico libre en 2 hasta 4 por ciento, es la del jugo segregado por un caracol de Silicia *(Doleum Galea)*. Combinado se encuentra el ácido sulfúrico en los sulfatos naturales, por ejemplo: en el yeso, anhidrita, espato pesado, etcétera, véase el estado natural del azufre.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

Usos: Para preparar el HCl, el $H(NO^3)$ y el CO^2. El ácido tartárico, el ácido cítrico, etc. El Cl, Br y el Y, los superfosfatos, el $Na^2(SO^4)$, otros sulfatos, papel pergamino, el afino de los metales preciosos, en la preparación de las materias colorantes, en la fabricación de glucosa, como reactivo de las sales de Ba, Sr, Ca, en medicina como cáustico, en la industria, en la preparación de alumbre, del éter, del sulfato de quinina, de las bujías esteáricas, para disolver el añil, en la fabricación de jabones, para la depuración de aceites, para producir el frío artificial, para combatir los cólicos saturninos, lavados astringentes, para cargar acumuladores, para desecadores, en la fabricación de azúcar, en tintorería, en metalurgia, para obtener gases industriales, abonos, fabricación de papel, en síntesis orgánica. En medicina en solución diluída con agua azucarada en las hemorragias estomacales, palpitaciones cardíacas, forunculosis. En guerra se usa para hacer cámaras de desecación de pólvoras, que no pueden calentarse.

Para otros usos el árbol genealógico del ácido sulfúrico. "El ácido sulfúrico es para el químico lo que el acero es para el mecánico".—Oswald.

50.—Anhídrido crómico

$Cr\ O^3$; P. M. 100; (CrO^3, H^2O). P. M. 118.46. V. 2.; D. 8.

Sinonimia: acidum cromicum, ácido crómico, trióxido de cromo.

HISTORIA.—Fué obtenido por primera vez por Vauquelin, pero su composición fué determinada por Berzelius.

Obtención: Por descomposición del bicromato de potasio por el ácido sulfúrico, se hace ácido crómico y sulfato ácido de potasio, según la reacción de la ecuación:

$$K^2(Cr^2O^7) + 2H^2(SO^4) \rightarrow 2KH(SO^4) + 2CrO^3 + H^2O$$

Se toman:

Bicromato de potasio	100
Agua destilada	1,000
Acido sulfúrico de densidad 1.84	2,000

Se hace disolver la sal en el agua al baño de maría y se vierte en el licor todavía caliente el ácido sulfúrico, por pequeñas porciones, agitando, se deja en reposo 24 horas, el ácido crómico cristaliza después de decantación, los cristales son escurridos en un embudo y secados a la estufa a 35° C, mejor sobre placas porosas. Se le purifica a menudo del sulfato ácido de potasio y del ácido sulfúrico que le quedan en su preparación, fundiéndola a 170° pero sin pasar a 190°. Por fusión se separa de sus impurezas que nadan en la parte superior con el ácido sulfúrico. Por decantación cuidadosamente se separa de sus impurezas y después se

cuela el anhídrido crómico sobre placas de porcelana. Se le guarda en frascos esmerilados, secos. También agregando a la solución de ácido crómico, cromato de bario que absorbe el ácido sulfúrico se decanta y se le hace cristalizar, se obtiene así el ácido hidratado. Todavía se le puede privar del sulfato ácido de potasio y del ácido sulfúrico, humedeciéndolo repetidas veces con ácido nítrico de densidad 1.46 y se prensan los cristales de ácido entre láminas de porcelana porosa. Por último, los cristales se calientan con cuidado en una cápsula de porcelana a baño de maría, hasta que no se perciba por el olfato de olor de ácido nítrico. Más conveniente es secar a la trompa los cristales de ácido crómico, escurridos colocados sobre un embudo cerrado con asbesto o lámina de vidrio agujereada, se lavan poco a poco, con pequeñas cantidades de ácido nítrico concentrado hasta que el líquido que pasa no contenga ácido sulfúrico y después de eliminar el ácido nítrico como anteriormente se ha dicho.

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

Usos: Se emplea en solución acuosa concentrada como cáustico. En los laboratorios se emplea como oxidante enérgico. Sobre los tejidos los ennegrece y desorganiza con elevación de temperatura. En solución diluída al 1% se emplea para endurecer los tejidos animales con el objeto de obtener preparaciones microscópicas. El anhídrido crómico es un poderoso oxidante y produce fuertes explosiones cuando se une con substancias combustibles.

51.—Elemento

Flúor, cloro

Flúor

Símbolo: Fl. D. 1,265.

HISTORIA.—Lo obtuvo Moissan en 1886, por electrólisis del ácido fluorhídrico anhidro, en un tubo especial en forma de U, llamado tubo de Moissan.

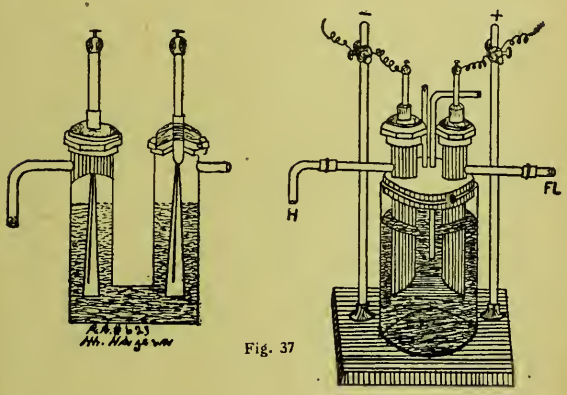


Fig. 37

Estado natural: Nunca existe libre, pero combinado forma los minerales siguientes:

Fluorina o espato de flúor, fluoruro de calcio, $CaFl^2$;

Criolita, lepidolita y topacio (véase estado natural del aluminio);

Fluocerina, fluoruro de cerio, CeFl.

Obtención: Por electrólisis del ácido fluorhídrico anhidro ligeramente ionizado con un 3% de fluoruro de potasio. Esta operación se hace en un tubo en forma de U, de platino o de cobre, enfriado fuertemente y con una corriente de 80 elementos de Bunsen, se efectúa la reacción de la ecuación:

$$HFl + \text{electricidad} \rightarrow \underset{-}{H} + \underset{+}{Fl}$$

El flúor se desprende en el polo positivo.

Propiedades: Gas venenoso, de color amarillo verdoso claro, de olor sofocante, irrespirable. Se liquida a una temperatura bastante baja; en estado líquido no ataca al vidrio. El punto de licuefacción es —187° C. Punto de solidificación —223° C. Entre los elementos electronegativos es el que presenta mayores afinidades; el calor de sus reacciones es extremadamente grande aún en la obscuridad; se une directamente al hidrógeno para dar ácido fluorhídrico con detonación y considerable desprendimiento de calor. El agua es descompuesta por el flúor, produciendo ácido fluorhídrico y desprendiendo ozono.

El flúor no se une con el oxígeno, debido a su excesiva electronegatividad; se une con el cloro, azufre, fósforo, arsénico, antimonio y silicio. No se une con el diamante ni con el grafito.

Los elementos electropositivos se unen con él para dar fluoruros. Con el oro y el platino no se une sino a temperaturas del rojo.

Las substancias orgánicas arden en contacto del flúor. El polvo de manganeso y de hierro al contacto del flúor arden produciendo chispas muy vistosas.

Usos: No tiene conocidos. Se cree que los alemanes en la guerra de 1914 lo lanzaron contra los aliados en bombas forradas interiormente de plomo asociado con el cloro, como gas asfixiante.

Cloro

Símbolo: Cl; N. A. 17; P. A. 35.46; P. M. 70.92.

Valencias 1 y 7; D = 2.45; líquido D = 1.469.

Sinonimias: ácido muriático desflogisticado, ácido muriático oxigenado, clorina. Símbolo de guerra: bertolita (francés).

HISTORIA. — Descubierto por Scheele (1774), tratando la maganesa por ácido clorhídrico y le llamó ácido clorhídrico desflogisticado; Bertholet y Lavoisier, que lo estudiaron después, lo consideraron como una combinación del ácido muriático oxigenado (1785). Después Gay Lussac y Davy en 1809, probaron que era un cuerpo simple y le asignaron el nombre de cloro, a causa de su color amarillento. Durante la guerra de 1914, M. de Vains, en Francia, lo liquidó en una máquina compresora de aire, en la que había substituído el aceite de lubricación por ácido sulfúrico 66° : B que como es sabido en esta concentración, no ataca al hierro.

Estado natural: Se encuentra muy esparcido en la naturaleza, pero nunca libre, debido a su gran actividad, sino siempre combinado con los elementos electropositivos. Sus sales se hallan en gran cantidad en solución en las aguas. Las sales del mar cotienen 18% de cloro y la corteza de la tierra 1%. Forma los minerales siguientes:

Hialita, cloruro de sodio NaCl (llamada también sal de cocina, sal común);

Silvina, cloruro de potasio KCl;

Taquidrita, cloruro doble de calcio y magnesio hidratado $CaCl^2$, $2MgCl^2$, $12H^2O$;

Carnalita, cloruro doble de magnesio y potasio hidratado KCl $MgCl^2$ $6H^2O$;

Salmiac, cloruro de amonio (H^4N) Cl;

Kerargira, cloruro de plata o plata córnea AgCl;

Atacamita, cloruro y óxido de cobre hidratado Cu^4 O^3 Cl^2, $4H^2O$.

Se halla en menor cantidad unido al hidrógeno, formando ácido clorhídrico, al plomo, al hierro, al mercurio, minerales que no son de tomarse en cuenta por su escasez.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio. P. eb. —33.5° C. Haber ct = 7.500.

Usos: El cloro líquido se conserva en cilindros de hierro presión, a semejanza del oxígeno. Tiene aplicaciones industriales (hipocloritos decolorantes, blanqueante, productos orgánicos clorados, esterilización de aguas potables, purificación de la celulosa). Para usos médicos se usa el agua de cloro,

su acción se manifiesta a la concentración de 10 mgrs. por MC^3 de aire. Método de destrucción en guerra: alcalinos (solución hidróxido de amonio o de sodio o hiposulfito de sodio), como desinfectante; contra la escarlatina, tifus, fiebre tifoidea, infecciones intestinales, obra como desinfectante, desodorizante y decolorante. En la guerra se usa como asfixiante y a la vez al estado de hipoclorito de calcio en solución con el nombre de Dakin Carrel como preventivo de la gangrena para las heridas recibidas en el combate. En la atmósfera el 5% ocasiona la muerte en pocos minutos. Util en la guerra de trincheras. Gas clasificado entre los sofocantes.

52.—Elementos

Bromo, yodo

Bromo

Símbolo: Br; N. A. 35; P. A. 80; P. M. 160.

Valencias 1 y 7; D = 3.6.

Sinonimias: bromos (mal olor).

HISTORIA.—Descubierto por Balard (1826), farmacéutico de Montpellier, lo extrajo de las aguas madres del Mediterráneo concentradas, a las que les hizo pasar cloro. Sin embargo, hay autores que atribuyen el decubrimiento del bromo a Liebig, quien creyó que era cloruro de yodo.

Estado natural: Debido a su gran actividad no se encuentra libre en la naturaleza sino siempre combinado acompañando al cloro. Con el sodio, potasio, calcio o especialmente con el magnesio al estado de bromuro de magnesio, se encuentra el bromo en el agua del mar, en los vegetales y animales marinos que viven en las fuentes saladas y aguas madres, en menor cantidad en el salitre de Chile; rara vez se encuentra combinado con la plata, formando la bromargira AgBr.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio. Su acción sofocante es superior a la del cloro. P.eb 63° C. D. del vapor 5.5. Desorganiza los tejidos.

Usos: Sirve para la preparación de bromuros, como oxidante y desinfectante en lugar del cloro; como reactivo en los laboratorios al estado de agua de bromo. La aplicación en medicina como desinfectante resulta cara: se usa en el tratamiento de úlceras gangrenosas. Al estado de bromuro tiene mayor aplicación en la fabricación de materias colorantes, derivadas del alquitrán de hulla; se usa también en fotografía. En pequeñas dosis se usa en medicina bajo la forma de jarabe, como antiescrofuloso; es específico de la angina diftérica. Es tóxico. Los compuestos de bromo ejercen una acción deprimente del sistema nervioso, lo que disminuye la actividad intelectual; además hay propensión al sueño. Fué usado como asfixiante por los alemanes en la guerra de 1914, mezclado con el cloro en nubes sofocantes.

Yodo

Símbolo: I; N. A. 53; P. A. 127; P. M. 254.

Valencias 1 y 7; D. 4.94.

Sinonimias: yodex, iodine, iodum, iodinum.

HISTORIA.—Descubierto en 1812 por Courtois, el nombre de yodo se le debe a Gay Lussac.

Estado natural: Existe siempre combinado en pequeñas proporciones en las aguas del mar y en las cenizas de las plantas marinas al estado de yoduro de sodio y de magnesio; también existen en las salitreras de Chile, en los animales: en la glándula tiroides, en los pelos y en la sangre en pequeñas cantidades. Rara vez se encuentra combinado en el reino mineral, y cuando existe combinado con la plata, forma el mineral llamado yodargira, yoduro de plata AgI.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

Usos: Se usa en medicina como antiséptico, es además irritante, cutáneo y cáustico de los tejidos. Es usado al exterior como parasiticida, rubefaciente, en cirugía para la asepsia de la piel. Casi siempre el yodo se usa disuelto en alcohol, en forma de tintura de yodo. Al interior se administra la tintura de yodo, contra las manifestaciones de linfatismo.

También es empleado el yodo contra la tuberculosis. El yodo se usa también para la esterilización del agua de bebida. Para preparar numerosos derí-

vados, para fabricar materias colorantes, y en la industria fotográfica al estado de la sal de plata. Algunas combinaciones de yodo son altamente explosivas, como por ejemplo el yoduro de nitrógeno.

Resumen comparativo

Elementos:	Punto de fusión:	Punto de ebullición:
Flúor	—223 ° C	—187 ° C
Cloro	—101.5° C	— 33.6° C
Bromo	7.3° C	58.6° C
Yodo	113.5° C	188 ° C

"Se sublima antes".

Como se ve, el punto de ebullición y el punto de fusión de estos cuerpos va aumentando del flúor al yodo. El flúor y el cloro son gaseosos a la temperatura ordinaria; el bromo es líquido y el yodo es sólido. La actividad va decreciendo a medida que bajan en la clasificación periódica; ninguno de estos elementos se encuentra libre en la naturaleza y la escasez decrece a medida que bajan en la tabla periódica.

El yodo es el más escaso y el cloro es más abundante.

53.—Acido clorhídrico

HCl; D. 1.26.

Sinonimias: ácido hidrochlorique, ácido muriático, espíritu de sal, agua cáustica, espiritus salis acidus, espiritu fumans Glauberi.

HISTORIA.—Mezclado con ácido nítrico lo emplearon lo árabes en el agua regia, para disolver el oro, en estado puro fué preparado sin embargo por Basilio Valentín, en el siglo XV, con sal común y ácido sulfúrico lo obtuvo Glauber a mediados del siglo XVII, Priestley lo obtuvo gaseoso, el nombre de ácido muriático se lo dió Lavoisier, quien creía que tenía oxígeno, de muria, sal de cocina. La composición la establecieron Davy, Gay Lussac y Thenard.

Estado natural: En el jugo gástrico, en los gases volcánicos, en algunos ríos: Vinagre.

Obtención: Véase en el laboratorio.

Propiedades: Véanse en el laboratorio.

Usos: El ácido clorhídrico tiene, lo mismo en los laboratorios que en la industria, una extensa aplicación, en parte como ácido ordinario (para la obtención del cloro, preparación de cloruros, purificación del carbón de huesos, procesos metalúrgicos, en la tintorería, etcétera), y en parte como ácido químicamente puro, clases comerciales que se diferencian por la concentración y la mayor o menor pureza. Se usa también para regeneración del caucho, para la purificación de las grasas, en la reducción de compuestos nitrados aromáticos, para la obtención de materias colorantes. En medicina se usa como antiséptico, antipirético, cáustico, para la gota, procesos fermentativos anormales en el con-

ducto gástrico intestinal, en enfermedades febriles, neumonía biliosa, anemia perniciosa, etcétera, para colutorios y gargarismos, para lavados y fomentos. Líquido, para producir cloruro de amonio, que a la vez se usa como fumígeno.

54.—Elemento

Hierro, altos hornos de fundición

Hierro

Símbolo: Fe; N. A. 26; P. A. 55.9; P. M. 11.88.

Valencias: 2 y 3; D. 7 a 7.6.

Sinonimias: ferrum, marte.

HISTORIA—Su conocimiento se remonta a los egipcios y fenicios; negociaban con él 500 años antes de C; es, sin embargo, el elemento que más ha tardado en estudiarse sin duda por que raras veces se encuentra nativo y ser su extracción (metalurgia), bastante difícil. La obtención del hierro, de sus minerales y la aplicación más extensa del mismo datan del siglo XIII en Siegerland. La producción de hierro forjado se hizo en Alemania a principios del siglo XV, y el enorme desarrollo de su industria data del siglo XVII.

Estado natural: Libre se encuentra el hierro en los meteoritos acompañado del níquel, cobalto, manganeso, cromo y contiene de 88 a 98% de hierro.

Estos meteoritos después de pulimentación por corrosión con ácido nítrico o con agua regia, presentan figuras particulares llamadas de Widmanstathen, de origen cósmico. El hierro finamente divido se deposita como polvo en los copos de nieve del Norte. Combinado forma los minerales siguientes:

Hematites roja, óxido férrico $Fe^2 O^3$. Cuando está cristalizado en romboedros opacos, recibe el nombre de oligisto; cuando cristaliza en octaedros martita; cuando tiene el aspecto térreo y es de color rojo colcotar; cuando es de color amarillo ocre amarillo o hematites amarilla térrea, hematites parda, hidróxido férrico: $Fe(OH)^3$.

Magnetita, piedra imán, óxido ferroso férrico: $Fe^3 O^4$;

Siderosa o hierro espático, carbonato ferroso: $Fe(CO^3)$;

Limonita o hierro de los pantanos, ortofosfato e hidróxido férrico: $Fe^2 (OH)^6$, $Fe (PhO^4)$;

Troilita, sulfuro feroso FeS;

Pirita marcial tetrasulfuro de hierro FeS^2; hay de color amarillo; cuando es blanca se llama marcasita;

Leverquisa o pirrrotita, octosulfuro de hierro $Fe^7 S^8$;

Pirita magnética compuesta entre los términos $Fe^6 S^7$ y $Fe_{11} S^{12}$;

Entre los minerales de arsénico y antimonio, tenemos unos que contienen hierro (véanse los elementos en su estado natural). El hierro también existe combinado en los reinos animal y vegetal.

Obtención del hierro: Hay varios procedimientos para la extracción del hierro, entre los cuales el más importante es el procedimiento de los altos hornos, el cual ha sido modificado conforme los adelantos de la industria, tanto en la forma, manera de calefacción, carga de minerales, etcétera.

Altos hornos de fundición

Descripción del alto horno.—Consta de dos conos invertidos, construídos de ladrillo refractario; el cono superior recibe el nombre de cuba; el inferior de exposición; el punto de unión de estos conos, es decir, la parte más ancha del horno, recibe el nombre de vientre; la parte inferior de la exposición está construída por paredes verticales que reciben el nombre de atalajes; en la parte inferior los atalajes existen alrededor en circunferencia, gran cantidad de agujeros a donde vienen a parar tubos que traen aire para la combustión del carbón. Esta parte recibe los nombres de hogar, obra, laboratorio, sopladero, y en el centro del círculo de tubos existe una piedra cúbica o cilíndrica para impedir que el mineral y la carga del horno salgan bruscamente; la parte del hogar es la de mayor temperatura del horno: 2,400°C.

En la parte inferior existe el crisol, que consiste en un recipiente de piedra refractaria (lava volcánica), que en algunos hornos es movible, pero en otros es fijo; éste tiene la forma de un recipiente cuyo corte presenta la forma de un trapecio invertido; la parte rectangular recibe el nombre de timpa, y la parte obtusa forma con el exterior del crisol un trozo de planos inclinados en ambos sen-

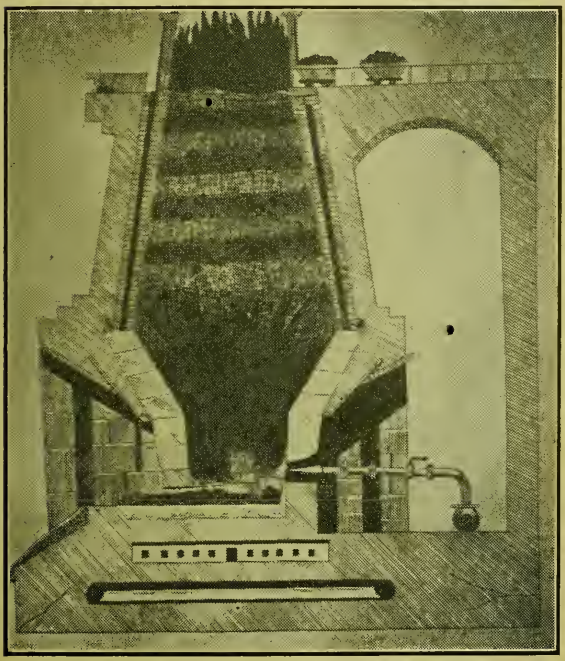


Fig 38

tidos, recibe el nombre de dama; el crisol tiene en su parte inferior (solera), un agujero que cuando está trabajando el horno, permanece tapado con barro: este agujero recibe los nombres de piquera o sangradera, es por donde sale el hierro fundido a moldes (lingoteras) colocados en la parte inferior del crisol. La cuba está formada por dos capas de ladrillo refractario separadas por un hueco lleno de cenizas, que recibe el nombre de camisa; éste tiene por objeto evitar la deformación del horno por el calor que dilata los ladrillos; es, pues, un amortiguador de la dilatación; la parte superior de la cuba es angosta y tiene un cono, recibe el

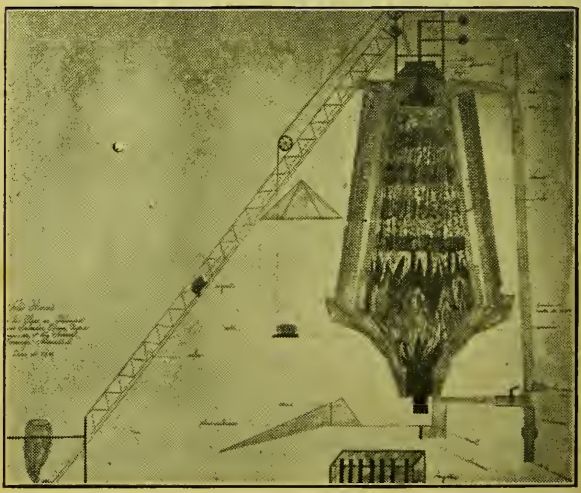


Fig. 39

nombre de garganta del horno; en los lados existen tubos que llevan los gases otra vez a los tubos sopladores, estos tubos reciben el nombre de recuperadores, porque recuperan los gases calientes y así, evitan un enfriamiento del horno, que causaba antes una pérdida de calor considerable; el cono tiene por la parte superior y lateral con las paredes del horno, una figura semiesférica que recibe parcialmente la carga del horno, y se llama taza del horno; la parte superior de la taza, las paredes del horno cilíndricas, reciben el nombre de capitel; en esta parte existen unas portezuelas que se abren automáticamente cuando llegan unos cubos que llevan la carga del horno; estas aberturas reciben el nombre de tragaderas; los cubos son tirados desde el suelo por un cable que termina en un motor. Bajo nivel del suelo llegan los cubos mencionados por medio de unos rieles y aquí se cargan con el mineral y combustibles, este lugar recibe el nombre de cargadero. (Este último sistema es el adoptado modernamente.) Debido al exceso de calor en estos hornos, es imposible acercarse a ellos, pues son mucho más grandes que los antiguos, que se cargaban por medio de cubos empujados por hombres hasta las tragaderas, como puede verse en la figura 38). La altura de un horno de hierro es de 20 a 28 metros por 6 a 7 de ancho en el vientre. La temperatura que alcanzan se puede ver en el es-

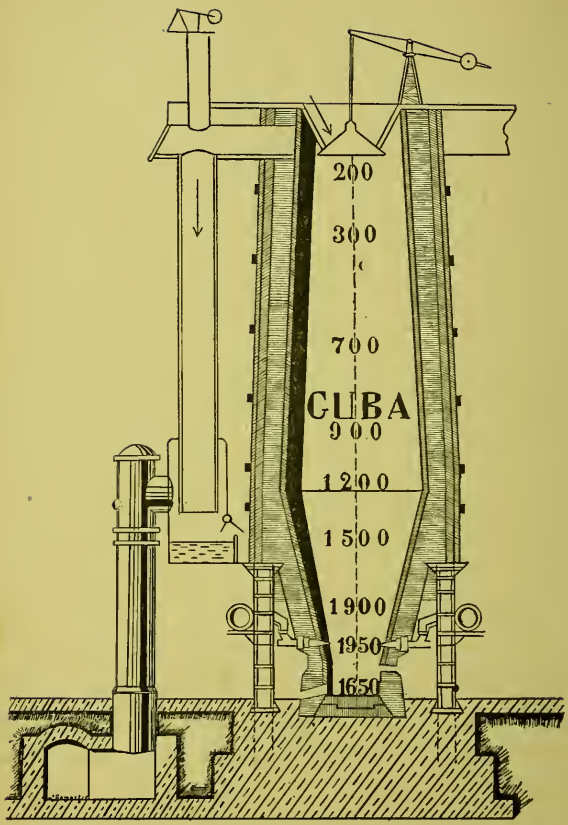


Fig. 40

quema 40. Para calentar un alto horno duran hasta quince días; el alto horno no se para sino al cabo de 15 a 20 años de funcionamiento, y cuando esto sucede, para la reparación es necesario tener otros altos hornos construídos para no ocasionar pérdidas a la fábrica. La temperatura desarrollada en las distintas partes del horno de arriba a abajo es: en la parte superior de la cuba un poco abajo de la garganta del horno es de 200° C, a la altura del vientre de 1000 a 1200° C; en la parte inferior de la exposición 1600° C; en la parte superior de los atalajes 1700° C; en la parte media de los atalajes 1890° C, en la parte inferior 2000° C, y en el hogar o laboratorio, 2400° C. Algunos hornos modernos son calentados por arco (horno de Keller).

Funcionamiento del horno.—Por el cargadero se hace la carga del horno, ésta carga es llevada hasta las tragaderas por medio de un cable tirado por un motor; cuando llega a las tragaderas vuelca el carro que la transporta. Se comienza por llenar la exposición de carbón de cock, se le enciende y se empieza a soplar por la toberas; se produce en contacto del oxígeno del aire de los sopladores del carbón a la altura de los atalajes anhídrido carbónico según la reacción de la ecuación $C + 2O \rightarrow CO^2$. Este anhídrido carbónico sigue subiendo por la

presión del aire de los sopladores y encuentra más carbón en la exposición; se combina con él para formar óxido de carbono según la ecuación

$$CO^2 + C \rightarrow 2CO$$

Este óxido de carbono, producto no saturado, tiene gran afinidad por el oxígeno, y a la altura del vientre se encuentra con la capa de óxido férrico, el cual es reducido inmediatamente, dejando el hierro en libertad, según la reacción de la ecuación siguiente: $Fe^2 O^3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO^2$. El hierro fundido cae al crisol mientras el anhídrido carbónico formado vuelve otra vez a convertirse en óxido en las capas superiores de la cuba; el horno es cargado alternativamente con capas de carbón y capas de minerales y el procedimiento es continuo; los gases compuestos en su mayor parte por anhídrido carbónico caliente, son regresados a los sopladores por los tubos recuperadores que existen un poco abajo de la garganta del horno, evitando así la pérdida del calor.

La carga del horno se efectúa cuando existe regular peso arriba del cono, es decir, cuando se encuentra llena la taza del horno; entonces el peso de la carga hace bajar el cono, dejando pasar toda la carga y volviendo a su posición primitiva, debido a unos pesos que tiene la palanca del soporte del cono. Además de las reacciones antes expuestas, para que se efectúen necesitan de un ayudante, el

fundente; éste puede ser formado cuando la mina contiene anhídrido silícico (arena), por óxido de calcio (castina), y viceversa cuando la mina contiene óxido o carbonato de calcio, se usa anhídrido silícico (erbua), efectuándose entre ambos la reacción de la ecuación: $CaO + SiO^2 \rightarrow Ca(SiO^3)$; que forma la escoria, especie de vidrio menos denso que el hierro y que queda en la superficie del hierro fundido y que le sirve de filtro para retener las cenizas, carbón y demás impurezas que arrastra el hierro en su obtención; esta escoria, cuando el crisol está lleno, sale por el plano inclinado, de donde es separada por los obreros con azadones. El crisol entonces es destapado, con una barra de hierro que introducen los obreros por la piquera y el hierro fundido sale a las lingoteras. El hierro obtenido por el procedimiento de los altos hornos no es puró; recibe el nombre de FUNDICION; ésta puede ser de tres clases:

1ª—La blanca, cuando el crisol se encuentra frío o el hierro sufre un enfriamiento brusco y entonces una solidificación rápida, es el hierro más impuro, frágil, no se puede doblar, contiene grandes cantidades de carbono, azufre, fósforo, sílice, etc.; recibe también el nombre de hierro colado.

Contiene de 2 a 4% de carbón; al estado de carburo de hierro tiene una densidad de 7 a 7.6; una estructura granudocristalína laminar; es duro.

2ª—La fundición gris resulta cuando el hierro se enfría lentamente; es un poco más pura que la anterior, porque entonces ha habido tiempo para que gran parte de las impurezas, azufre, carbón, fósforo, etcétera, se quemen en contacto del aire. Contiene de 0.50 a 0.70% de carbón, funde a 1200° C, y tiene una densidad de 7. Es menos frágil que el anterior, no sirve para la obtención del acero, pero sí para la de útiles de fundición. Textura fibrosa.

3ª—Fundición jaspeada; es una mezcla de las dos fundiciones por un calentamiento defectuoso del crisol; recibe ese nombre porque se parece al jaspe.

El hierro puede dividirse según sus propiedades y manera de obtenerlo, en hierro batido, fundido (acero de Bessemer) y de cementación; el llamado hierro pudelado se obtiene descarburando las fundiciones en un horno especial (figura 41), horno de pudelaje. Se mezcla la fundición con óxido de hierro de batiduras (son los pedazos pequeños de hierro que se oxidan cuando se forja el hierro candente sobre el yunque al contacto del aire), se efectúa la reacción $3FeC + Fe^2O^3 \rightarrow 3CO + 5Fe$; el óxido de carbono al salir al aire por la chimenea, se encuentra con el oxígeno y se quema para dar anhídrido, reacción que se hace con llama azul; esta llama cuando ya no existe, indica el final de la reacción. Un obrero remueve con una varilla de

hierro por la parte lateral del horno la fundición y el óxido de batiduras; esta operación se llama ringar el hierro. El hierro puro recibe el nombre de hierro dulce.

55.—Aceros, convertidores de pudelado y de Bessemer

Aceros

Son hierros que contienen de 8 a 15 milésimas de carbón y trazas de silicio, fósforo, azufre, nitrógeno, cromo y manganeso. Cuando se calientan toman distintos colores según la temperatura, debido a una una oxidación superficial, así:

Color de paja, a .. .. 220 grados C
Color de oro, a .. .. 240 grados C
Color de púrpura, a .. .. 260 grados C
Color de violeta, a .. .. 265 grados C
Color azul, a .. .. 300 grados C

Los aceros, según el procedimiento de preparación, se dividen en tres clases:

1ª—El pudelado o natural, que se obtiene, como hemos visto, por la descarburación incompleta del hierro en el horno de pudelar; llámase también acero de ampollas.

2ª—Acero de cementación. Se obtiene carburando el hierro con un cemento de carbón, estiércol y negro de humo (hollín), colocado sobre láminas delgadas que son introducidas en cajas de palastro y llevadas a un horno especial, operación que dura de doce a quince días, figura 42.

3ª—Acero de Bessemer. Este acero se obtiene descarburando la fundición blanca, en un convertidor especial de Bessemer, que se compone de un gran pivote de palastro movido sobre su eje. Forrados en su interior, por una capa de cenizas de huesos

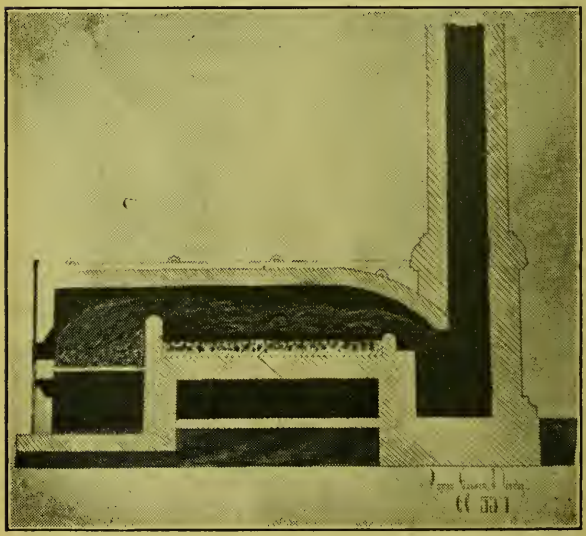


Fig. 41

(material refractario, figura 43), en la cual existe una planta y un corte del convertidor. El horno caliente se vacía y se llena de pedazos de fundición; el aire penetra por unos tubos que tiene en la base, (tubos de insuflación); este aire quema el carbón y demás impurezas; además se desarrolla tal temperatura, que el hierro funde; entonces se vacía en moldes enfriados colocados en un recipiente enfriado con agua, con aceite o con mercurio. En este horno se pueden fundir hasta unas 80 toneladas de

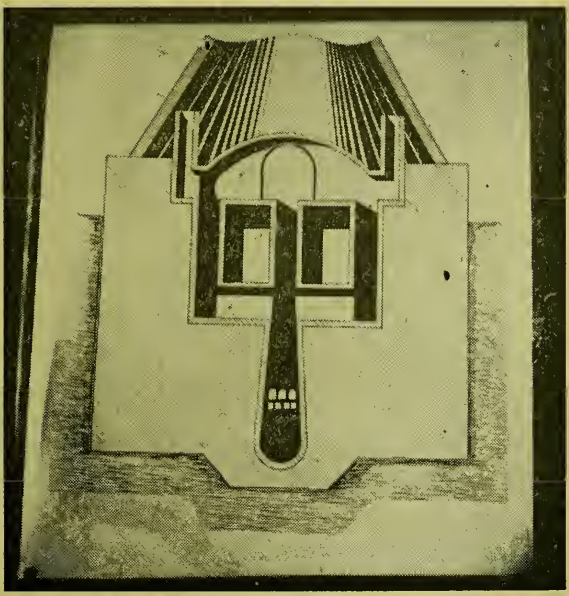


Fig. 42

acero; el fósforo, azufre, carbón y demás impurezas que no se queman, se combinan con el forro interior del horno formando un abono que recibe el nombre de escorias Thomas. El acero tiene la propiedad que cuando se calienta a una temperatura suficiente y se enfría bruscamente en un líquido (agua, aceite o mercurio), se vuelve más duro, frágil, elástico y cuando se rompe lo hace en forma de astillas; se le puede dar distintos temples, según la temperatura a que se lleve y el líquido en que se enfríe.

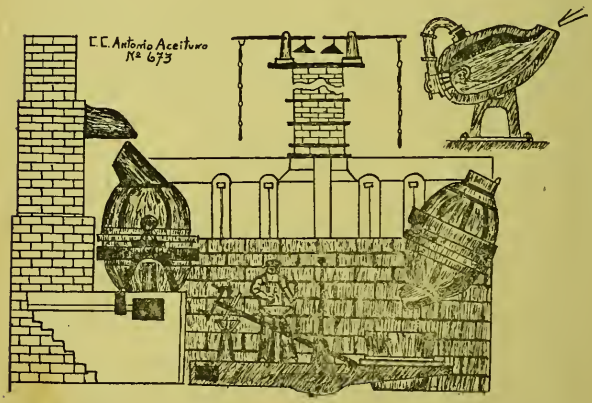


Fig. 43

Propiedades: El hierro funde a 1200° C; sus demás propiedades véanse en el laboratorio. Produce dos clases de compuestos: ferrosos y férricos.

Usos del hierro: En medicina se usan las limaduras de hierro y el hierro reducido; según la opinión de algunos autores, actúa como reconstituyente. El hierro en estado coloidal, reducido por la electricidad, recibe el nombre de electromartiol; parece el único hierro asimilable, usado con éxito en la clorosis y paludismo como tónico y reconstituyente. En el laboratorio se usa el hierro para hacer los compuestos de hierro. En la industria tiene mucha aplicación: para hacer ejes, ruedas, coches, vagones, puentes colgantes, construcciones, catalizadores, tubos, planchas, varillas para soldadura autógena, alambres conductores, núcleos de electroimanes, transformadores eléctricos, etcétera.

Usos de los aceros: El acero de pudelar se usa para la fabricación de espadas, sables, cuchillos, resortes, etcétera. El acero de cementación es un acero más fino y se emplea para la fabricación de resortes de reloj; cuchillos finos, limas, etcétera. El acero de Bessemer, mucho más resistente, se usa para cañones, puentes, rieles, cascos de navíos, etc.

El hierro funciona con dos y con tres valencias, dando las sales ferrosas y las férricas. Este cambio de valencias del hierro se debe a que éste funciona con cuatro valencias por estar en la octava columna; pero funciona una molécula polimerizada. Cuando se unen dos hierros por una valencia, resultan las sales férricas, y cuando se unen los átomos de hierro por dos valencias, resultan las sales ferrosas. La tetravalencia del hierro se ve en su sulfuro natural FeS^2.

REACCIONES DE LAS SALES DE HIERRO

REACTIVOS	FERROSAS	FERRICAS
Color cuando están hidratadas.....	Verdes.....	Rojas o pardas
Con la solución de hidróxido de K.....	Prec. blanco inestable.....	Rojo encendido
Sales solubles de oro.....	Negro.....	No dan prec.
Ferricianuro de K.....	Azul de turbul.....	Coloración verde
Ferrocianuro de K.....	Prec. blanco inestable.....	Azul de Prusia
Sulfocionato de potasio o amonio.....	No pruduce nada.....	Coloración roja
Infusión de nuez de agallas.....	No produce nada.....	Prec. negro

TERCERA PARTE

EXPLOSIVOS

56.—Definiciones y conceptos

Explosivo, combustión, combustible, comburente, explosión, detonación, deflagración, fulminante, cebo, mechas, explosores, fósforo, pirotecnia militar

Explosivo es una substancia portadora de energía, capaz de desarrollarla en un momento dado por una causa mecánica, física, química o físicoquímica. La mayor parte de los explosivos son cuerpos que bajo una influencia térmica o mecánica son susceptibles de producir un gran volumen de gases y elevada temperatura y cuya fuerza expansiva puede ser utilizada para producir un trabajo propulsor o destructor.

Los rasgos característicos de todo explosivo, son:

1º—Su inestabilidad.

2ª—La capacidad para dar gran volumen de gases.

Su inestabilidad es debida al hecho de que los elementos que lo forman no están combinados unos con otros en conformidad a su mayor afinidad, condición que acarrea su fácil y rápida descomposición, con pequeña pérdida de calor, mientras que su capacidad para formar rápidamente un gran volumen de productos gaseosos depende de su rápida descomposición, del hecho de que sus elementos tienden a recombinarse, de acuerdo con sus mayores afinidades, desarrollando gran cantidad de calor y del hecho de que los productos son gaseosos y expandidos por el mismo calor resultante.

En el caso de gases explosivos no hay cambio de estado físico; pero en todos los explosivos ordinarios hay un cambio de estado de líquido o sólido a gas, lo que aumenta el efecto.

Los gases de la explosión hacen mayor esfuerzo en las paredes de mayor curvatura.

Combustión.—Es el conjunto de fenómenos que acompañan a la unión de un cuerpo con otro, produciendo calor y luz con intensidad, por la acción rápida de un cuerpo generalmente electronegativo (oxígeno), sobre otro cuerpo por el cual presenta afinidad.

La combustión en los explosivos puede verificarse en un corto tiempo (combustión rápida), y en un tiempo mayor (combustión lenta), esta división de los explosivos por el tiempo con que se queman varía y depende de muchas causas. Un mismo compuesto químico si se encuentra en forma de polvo

puede ser de combustión rápida, mientras que si se encuentra en una forma geométrica o cristalizada es de combustión lenta.

En toda combustión hay que considerar el *combustible* (cuerpo que se quema), como por ejemplo, carbón, azufre, etcétera; y el *comburente,* cuerpo que quema; cuerpos electronegativos de gran afinidad (flúor, cloro, bromo y oxígeno), siendo el oxígeno el que interviene en la mayor parte de las combustiones ordinarias, por ser uno de los cuerpos más abundantes.

De aquí que a casi todas las oxidaciones vivas se les llame únicamente combustiones, siendo el oxígeno, por decirlo así, el comburente corriente de las combustiones ordinarias.

Explosión.—Conmoción acompañada de detonación y producida por el desarrollo repentino de una fuerza o la expansión súbita de un gas. Las explosiones pueden ser clasificadas en las tres siguientes categorías:

1ª—Combustión instantánea o detonación (ruido);

2ª—Combustión acelerada o explosión;

3ª—Combustión normal o simple deflagración.

El mecanismo del fenómeno en cada uno de los tres casos es bien distinto y por consiguiente, el efecto a que cada uno de ellos da lugar.

Detonación.—Es el ruido producido por una explosión, caracterizada por la combustión instantánea de un explosivo. Aun cuando ésta es considerada como una combustión instantánea, en realidad no

sucede así, puesto que teniendo las fuerzas engendradas por efecto de la acción explosiva que alcanza su máximo de intensidad, no pueden llegar a tal grado sin haber pasado antes por los intermedios entre cero y ese máximo, para lo cual y por consiguiente, la completa combustión de la masa explosiva es necesario un cierto espacio de tiempo, que, aunque cortísimo e inapreciable, existirá siempre.

Cuanto menor sea ese lapso, más rápida será la transformación total de la carga en gases, las presiones por éstos desarrolladas, pasarán súbitamente de cero a su máximo, obrando entonces como un violentísimo choque, de acción muy intensa aunque de corta extensión. Además, siendo casi instantánea la transformación de la substancia explosiva en gases, la masa gaseosa ocupará un espacio igual o poco mayor que la capacidad o volumen de la carga misma; es decir, que se hallará reducida especialmente en el caso de explosivos de gran potencia, a un estado próximo a su límite de compresión, y la fuerza expansiva de los gases, desarrollará violentísimamente su acción en todos sentidos originando presiones considerables, lo mismo sobre las capas de aire que no tienen tiempo de abrir para el libre paso de los gases como sobre los cuerpos próximos que serán destrozados o aplastados. La velocidad de la onda en este caso alcanza millares de metros por segundo.

Los efectos producidos por la detonación de los violentos explosivos son: de remolinos y amontonamiento, en los medios ligeros como arena y tierra; de aplastamiento o demolición en los más compac-

tos y resistentes como la piedra y roca; de corte y sajadura, en los fibrosos, como madera; y de rotura y hendimiento, en los de gran cohesión como desarrollará violentísimamente su acción en todos los metales. Estos efectos son, pues, impropios, cuando las acciones mecánicas que se tratan de obtener por medio de la explosión tienen carácter de propulsoras. De aquí que los violentos explosivos susceptibles de adquirir fácilmente el régimen de detonación, no sean utilizados para su aplicación a las armas de fuego. En cambio las modernas pólvoras destinadas a ellas son apreciadísimas en tal concepto, por sus condiciones refractarias a la detonación.

Las condiciones necesarias para que un explosivo adquiera el régimen de detonación, son en general las siguientes:

1ª—Que su naturaleza o constitución química sea apropiada a este fin;

2ª—Que se halle sometido a cierta compresión por medio de una envuelta más o menos resistente con el objeto de que la acción de los primeros gases desarrollados pueda determinar la rapidísima descomposición de toda la masa explosiva; y.

3ª—Que la causa exterior determinante de la explosión, séa lo suficiente enérgica, para la rápida descomposición de la parte del explosivo en que ejerza su acción.

En cursos en que no se conocen con certeza las reacciones químicas, se requieren los siguientes datos para definir la acción del explosivo:

1°—Cantidad de calor desprendido durante la reacción;

2°—El volumen de los gases formados (medidos a presión y temperatura normales);

3ª—La rapidez con que tiene lugar la reacción.

La nitroglicerina, por ejemplo, es una substancia de naturaleza detonadora; sin embargo, al aire libre arde, pero en gran cantidad; esta simple combustión al principio, llega después a transformarse en detonación. En tubos o vasos cerrados detona y siempre bajo la misma acción de un violento choque o influencia de un fuerte detonador, como el fulminato de mercurio. Transformada en dinamita, conserva sus propiedades detonadoras, aunque bastante aminoradas. Cuando al verificarse la reacción explosiva de una substancia, exige cierto tiempo para propagarse por toda la masa del explosivo, los gases son engendrados sucesivamente, originándose un progresivo desarrollo de presiones desde cero, al máximo, que accionando como una serie de impulsiones, hará que la acción expansiva de los gases resulte prolongada, sostenida y aunque no muy intensa, de relativa extensión. Este régimen o proceso que según ya hemos indicado, no es otra cosa que una combustión más o menos enérgica y acelerada es lo que caracteriza a toda substancia explosiva; exigiendo para poder utilizar la fuerza expansiva de los gases desarrollados, que las cargas empleadas se dispongan en recipiente cerrado, cámara de mina, etcétera, pues en otra forma al aire libre, su acción se esparcería en la atmósfera sin

proporcionar rendimiento útil. Es el más apropiado a las aplicaciones de los explosivos para los usos, tanto civiles como militares.

Deflagración.—Es una combustión activa y completa de un cuerpo; se caracteriza por la rapidez casi constante y no llega a ser explosiva. Cuando la velocidad de propagación es tal, que no excede de algunos metros por segundo, la descomposición de la substancia explosiva queda limitada a la simple combustión, resultando que al inflamarse, arde solamente desprendiendo gases que por la lentitud de su desarrollo y escasa presión, no adquieren la fuerza expansiva necesaria para producir acciones mecánicas.

Fulminante.—Es la cápsula o pistón del arma de fuego que contiene un detonador que estalla con el choque, al descomponerse por su combustión extremadamente rápida. Su nombre viene del ácido fulmínico, cuerpo cuyos compuestos metálicos (especialmente el de mercurio), son de una inestabilidad bastante grande, los explosivos detonadores que van en la cápsula antes mencionada son los destinados a determinar la explosión o detonación de los demás. Las cualidades que han de caracterizar a tales explosivos son una conveniente y relativa sensibilidad y una gran rapidez en su combustión explosiva, con objeto de proporcionar la mayor violencia en su acción. La constitución de los modernos explosivos exige para que desarrollen su acción, una energía inicial que, destruyendo la fuerza que mantiene unidos sus átomos, queden éstos libres y en disposición de poderse combinar

nuevamente con arreglo a los principios termoquímicos, determinándose como ya en otro lugar se expuso, la explosión de la masa. Hasta ahora viene empleándose como substancia más apropiada a tal fin, el fulminato de mercurio, por sus notables cualidades de sensibilidad y violencia explosivas, utilizándose solo, o combinado con otras substancias, a fin de modificar su acción y regularizar sus efectos; pero hoy es sustituído muy ventajosamente por el nítrido de plomo. La gran influencia que en los efectos explosivos de una gran carga ejerce la energía que determina su explosión, obliga a que tenga que ser objeto de un determinado estudio sancionado por la experiencia, la elección del agente detonador más apropiado en cada caso, según la naturaleza, estado físico, condiciones de empleo y demás circunstancias del explosivo que se haya de hacer detonar. La carga multiplicadora, con el cebo, o cápsula fulminante encargada de iniciar la explosión y la mecha o procedimiento destinado a su inflamación, constituyen un conjunto a cuya disposición o artificio completo se le llama detonador. Según las diversas aplicaciones de los explosivos, y su empleo ya en petardos fijos o en cargas interiores para proyectiles, así se exigirán detonadores distintos y apropiados a cada caso y objeto.

Cebo.—Son pólvoras de poca violencia y de mayor extensión que se agregan en pequeñas cargas auxiliares, dispuestas a menor presión para que resulten más inflamables que la carga que han de accionar. Los cebos eléctricos están formados generalmente por dos hilos de cobre unidos por un hilo de platino

muy fino. Se enrolla el hilo de platino, primero en un poco de azufre fundido, después por último, con un centigramo de fulminato de mercurio, se coloca el explosor así producido en medio de una corta cantidad de pólvora y se rodea todo ello con un poco de papel. Los cebos deben siempre conservarse al abrigo de la humedad. Los cebos generalmente usados en el explosor Breguet son los cebos Abel. Los empleados para la pólvora son sencillos; para la dinamita, por el contrario, están cubiertos por una cápsula que contiene una, dos, tres o cuatro cargas de fulminato de mercurio, según la cantidad de dinamita que deben inflamar. Hay, pues, siempre que preceder el uso a que están destinados.

Los cebos Abel corresponden a tres tipos diferentes:

	Número 1	Número 2
Sulfuro cuproso	16 partes	64 partes
Fosfuro cuproso	28 partes	13 partes
Clorato potásico	56 partes	23 partes

	Número 3
Fulminato de mercurio	87 partes
Carbón de retortas pulverulento	13 partes

Los señores Designolle y Casthelaz han propuesto para los mixtos detonantes las mezclas pícricas siguientes:

Picrato de potasa	53	35 partes
Clorato de potasa	47	47 partes
Ferrocianuro de potasio	47	18 partes

Los cebos eléctricos Spon son pequeños cilindros que encierran una de las mezclas siguientes:

Clorato potásico.	Clorato potásico.
Sulfuro de antimonio.	Sulfuro de antimonio.
Carbón en polvo.	Fosfuro de cobre.

Clorato potásico.
Sulfuro de cobre.
Fosfuro de cobre.

Dos hilos conductores aislados penetran en el centro de la mezcla y pueden estar unidos con un aparato eléctrico.

Los cebos Foog se inflaman, en contacto del agua, por la presencia de un pequeño fragmento de potasio.

Mecha.—Es una cuerda preparada para pegar fuego a cohetes, minas, barrenos, etcétera; frecuentemente las mechas están formadas de hilos de algodón impregnados en una mixtura alcohólica y gomosa de pólvora desecha.

Mecha de seguridad lenta, o mecha de Bickford.—Consiste en un alma interior de pólvora fina, contenida en un tejido formado de hilos arrollados en hélices y recubierto este conjunto de gutapercha; diámetro, 2 milímetros. Esta mecha así constituída es impermeable, y arde al aire libre con una velocidad de medio metro por minuto, circunstancia que debe comprobarse antes de emplearla, cuidando de que la que se utilice cumpla con tal condición, a fin de evitar peligros. Las mechas de tiempo son cilindros preparados por medio de una alea-

ción especial que se llena de pólvora bien lavada. Se designa con el nombre de mechas lentas una especie de cigarrillos de longitudes variables, formados por hojas de papel impregnadas por una solución de nitrato de potasio que se arrollan pegando el borde externo.

Mecha instantánea o rápida.—Consiste en un tubo de aleación de estaño y plomo, de 4 a 5 mm. de diámetro exterior y 0.2 a 0.4 mm. de espesor, relleno de trilita. La velocidad de propagación en esta mecha es de 7,000 metros por segundo. Se emplea para provocar la detonación simultánea en varias cargas o petardos.

La mecha Sebert se fabrica vertiendo ácido pícrico fundido en tubos de plomo que se cierran y estiran, después se inflaman éstas por medio de un cebo de fulminato de mercurio.

Explosores.—Son aparatos magneto o dínamo-eléctricos destinados a producir chispa eléctrica para hacer la inflamación de una mezcla fabricada especialmente para este uso y dispuesta en cápsulas, cebos, etcétera; entre los explosores magnetoeléctricos tenemos el Breguet, llamado también de puñetazo y entre los segundos el de Siemens Halske, también hay otro bastante generalizado, llamado de trompo (Mix Genest); a este último se le imprime su movimiento de rotación por medio de una cuerdecita.

Fósforo.—Es un producto que tiene la notable propiedad de inflamarse cuando se eleva moderadamente la temperatura. Esta puede elevarse por

el frote en substancias que contengan el elemento fósforo o en superficies ásperas; llamándose las cabezas vulgarmente fósforos, aunque no tengan nada de este elemento, siendo en su mayor parte cilindros hechos con substancias combustibles y comburentes agregados de goma.

Los cerillos son pedazos de algodón o trozos de madera en cuyo extremo contienen una de las mezclas anteriormente citadas en forma de cabeza; sirven para proporcionar fuego rápidamente, frotándose lo mismo que los anteriores.

Pirotecnia

La pirotecnia se ocupa únicamente de fabricar por medio de mezclas combustibles y explosivas, preparaciones que tienen por objeto, ya sea servir de señales en tiempo de guerra, ya formar parte de la constitución de los fuegos de artificios, accesorios indispensables de todo regocijo público.

De aquí que esas dos clases de preparaciones pertenezcan, ya a la pirotecnia militar, ya a la pirotecnia civil.

Pirotecnia militar

Se remonta a lejanas épocas de la historia.

La túnica *ad volandume* fué uno de los primeros cohetes de guerra que se fabricaron, según Marco Greco, empleando:

Azufre vivo	1 libra
Carbón de tilo	2 libras
Nitro	6 libras

Según la cubierta en que se colocaba la mezcla, se podía obtener un cohete volante con una cubierta ligera o un petardo rudimentario con una envoltura resistente. La pirotecnia de guerra presenta cierto número de preparaciones que podemos resumir en el siguiente cuadro:

Artificios para inflamar.....	Mechas Cohetes Mixtos Estopillas Cápsulas Inflamadores
Artificios luminosos.....	Hachones, luces y otros productos embreados Bombas luminosas Cohetes y fuegos de Bengala de paracaídas Barriles luminosos, etc.
Artificios incendiarios.....	Barriles y balas incendiarias Bombas Brulotes Camisas de fuego Rocas de fuego Fuego griego Tho-ho-tsiang. Hopao, etc.
Artificios de demolición.....	Petardos Tubos detonantes, etc.
Señales.....	Cohetes con estrellas Cohetes Very, etc.

Artificios

a) Artificios luminosos

Con frecuencia se emplea para el alumbrado cierto número de preparaciones; las más importantes son:

1º—Las antorchas y las hachas;

2º—Las preparaciones embreadas, tales como coronas breosas, harina embreada, etcétera;

3º—Las pelotas de fuego, que son sacos enrejados llenos de una mezcla de aceite de linaza y clorato potásico. Cuando la cubierta está formada por una armadura de hierro constituye una caparazón;

4º—Las granadas luminosas, formadas por una cubierta esférica de caucho vulcanizado, que se llena con la misma mezcla de aceite y clorato potásico, y se proyectan con frecuencia con la mano y a veces con una honda;

5º—Los cohetes luminosos; son de la misma naturaleza, aunque más gruesos que los cohetes ordinarios, y contienen, además de la carga propulsiva, cierta cantidad de una materia muy luminosa.

Los cohetes de fuego de Bengala de paracaídas son también cohetes ordinarios, cuya fracción luminosa, que forma la llama de Bengala, está dispuesta de tal manera que desciende con lentitud, iluminando todo el espacio colocado bajo ella. Las bombas luminosas presentan composiciones muy variables y diferentes. Así es que se pueden citar entre las que se emplean más generalmente las siguientes:

Nitro	8 partes
Azufre	2 partes
Sulfuro de antimonio	1 parte

o bien:

Clorato potásico	10 partes
Nitrato bárico	30 partes
Carbón de madera	3 partes
Aceite de linaza cocido	5 partes

La bomba está formada por una cubierta de acero provista de un ánima y con cuatro orificios por donde penetran las mechas. Se proyectan por medio de morteros, en los que la bomba está convenientemente dispuesta y las mechas dirigidas hacia la boca de la pieza. En Rusia y en Inglaterra se hace uso todavía de bombas luminosas.

Las bombas rusas iluminan 400 metros de terreno en el espacio de seis minutos. Las bombas inglesas no son más que portafuegos que permiten iluminar por medio de una llama de Bengala suspendida de una paracaídas, el terreno que se halla en su perímetro de caída durante diez minutos apróximadamente.

La llama de Bengala tiene por composición:

Nitro pulverizado	307 partes
Azufre	60 partes
Oropimente	33 partes

Por último, los barriles luminosos están constituídos por cubetas de madera llenas de virutas y todo ello barnizado con resina; con mechas y carretillas de fuego se propaga la combustión a toda la masa.

b) Artificios incendiarios

Los barriles ardientes están desfondados por un extremo y llenos de la composición siguiente:

Se funden reunidos azufre, materias grasas, pez, colofonia y otras resinas, y se añade a la mezcla en fusión, estopa embreada, esencia de trementina, alcohol, alcanfor, petróleo, virutas de madera y nitro.

La mezcla todavía en fusión se vierte en el barril. Las cubetas incendiarias llevan también el nombre de camisas de fuego.

Se colocan entonces en ellas bastantes mechas, que sirven para producir la inflamación; se suspenden en sacos de tela provistos de un gancho, que sirve para fijarlas a las paredes del buque que se quiere incendiar.

Los barriles fulminantes no eran más que cubetas incendiarias provistas de bombas y granadas que defendían la aproximación al aparato.

Se hacía uso también de salchichones, sacos de tela estrechos y muy largos, llenos de una mixtura análoga a la de las cubetas incendiarias y que servían para unir los diferentes órganos combustibles de un mismo brulote; *corbatas,* tiras de tela impregnadas de grasas y aceites resinosos con nitro, frotadas con materias oleosas y cubiertas de polvorilla.

Las pajuelas eran hacecillos de madera de pino impregnados de azufre fundido, etcétera. Con el nombre de peña de fuego se designó al principio a las flechas incendiarias; después se ha dado este nombre a las mezclas de que se hace uso para la confección de brulotes, chimeneas, etcétera.

Citaremos entre las fórmulas la más célebre, la Valenciennes, usada en 1794 en el sitio de esta ciudad:

Nitro	370 partes
Azufre	149 partes
Resina	74 partes
Antimonio	37 partes
Aceite de linaza	370 partes

La peña de fuego que se ha empleado durante algún tiempo en Francia contenía la siguiente composición:

Nitrato bárico	4,742 partes
Azufre	1,924 partes
Polvorilla	2,381 partes
Solución de colofonia ½ en aceite de trementina (2/3)	953 partes

En otros tiempos se designaban con la denominación de brulotes pequeños barcos llenos de materias combustibles que se pegaban a las paredes de los buques enemigos y producían el incendio a bordo.

Indicaré, por último, que los chinos empleaban alguna vez cohetes de guerra, que llamaban Tho-ho-tsiang, y que ejercían funciones análogas a las de los artificios incendiarios.

c) Artificios de demolición

Son mezclas explosivas que sirven para la destrucción de las obras enemigas. Los petardos, por ejemplo, que son ciertamente los tipos más sencillos, son simplemente cartuchos cargados de algodón pólvora, dinamita, gelatina explosiva, picrinita, trilita, etcétera. Se hace que detonen, ya por medio de la chispa eléctrica, ya también mediante un extremo del cordón de Bickford. En España, y para usos militares, se emplean petardos de trilita o picrinita, que son de forma prismática, con un orificio de 7 milímetros de diámetro en la entrada, 7.2 en el

fondo y de 30 de altura para la introducción del cebo. Pueden ser aquéllos ordinarios o de envoltura metálica, empleándose los primeros que van envueltos en papel parafinado, para las detonaciones de las secciones o parques, y los segundos para ser llevados directamente por los soldados. El orificio de entrada va tapado con una chapa metálica provista de un anillo, en los de envoltura metálica. Atentiendo a sus dimensiones, hay cinco clases de petardos de trilita, que tienen los números 1, 2, 3, 4 y 5, y pesan respectivamente 100 gramos los números 1 y 2; 300 los del número 3; 500 los del número 4, y 1,000 gramos los del 5. La picrinita se emplea en petardos número 1 de 100 gramos y 3×3 cm. de base y 9.5 cm. de altura; número 2 de 100 gramos y 6×3 cm. de base y 4.7 cm de altura, y números 3 de 200 gramos y 6×3 cm. de base por 9.5 centímetros de alto.

En las destrucciones ligeras y semiligeras, sólo se emplean los de trilita de los números 3 y 4; los restantes se destinan a servicios especiales. En los de papel parafinado lleva éste indicado con un círculo el sitio por donde ha de introducirse el cebo, y en los de envoltura metálica, el anillo lo indica, advirtiendo que debe tirarse de ésta con fuerza para separarla, pues se halla soldada a la cubierta.

No obstante ser menos peligrosos los de envoltura metálica, que constituye, como se ha dicho, el material individual, nunca llevará un mismo individuo petardos y detonadores.

El elemento iniciador de la explosión es el detonador y consta de 3 partes: el cebo, la mecha lenta y el encendedor, estando reunidos de tal forma que no pueden separarse fácilmente. Tanto para evitar su deterioro o una toma accidental de fuego, como para preservarlos de los golpes y de la humedad, van encerrados en una caja de cartón.

Los torpedos terrestres no son tan usuales como los sumbarinos, aunque unos y otros producen un gran efecto moral y material. Se compone el torpedo de una carga de pólvora encerrada en un recipiente sólido, enterrado a poca profundidad, y provisto en su parte superior de un aparato especial o espoleta capaz de prender fuego por la presión que se ejerce al pasar. Deben colocarse en bastante número, con poca carga y suficiente separación entre ellos, para que la voladura de uno no produzca la de los demás. Por lo general, 1 kg. de pólvora a una profundidad de 1 m., basta para producir la explosión necesaria y suficiente para el objeto de levantar el terreno al pisar el asaltante. Frecuentemente se improvisan estos torpedos con proyectiles de artillería, provistos de su correspondiente espoleta.

Hay dos clases principales de espoletas: las químicas y las fulminantes. En las primeras la explosión se produce por la reacción química que tiene lugar entre dos cuerpos, y en las segundas por la presión del pie sobre una materia fulminante. Se han ideado algunos torpedos que, dispuestos de antemano, se empleen con mayor rapidez que los generalmente improvisados en campaña y con se-

guridad casi absoluta del éxito. Tal es la idea del torpedo terrestre, "Prund-Smith", reglamentario en Suiza y ensayado con buen resultado en España. Debe advertirse que en estos torpedos puede substituírse la carga explosiva por una composición química que funcione como fuegos de Bengala, iluminando cierto tiempo el espacio que le rodea, con lo cual se evitará que el enemigo atraviese de noche una línea avanzada sin ser visto.

También debe citarse al explosor Breguet empleado por los insurrectos cubanos en la última campaña, para la voladura de trenes. Consiste en un aparato de relojería encerrado en una caja; colocando un fiador que iba en el interior de ella en la división correspondiente, al pisar la llanta de la rueda del vagón que se quería volar se disparaba un cartucho de rifle, que comunicaba la explosión de la carga que se ponía debajo del balasto de la vía.

Los tubos detonantes son variedades de petardos de grandes dimensiones, que producen efectos mucho más poderosos. Se preparan ya de plomo o de estaño, de un diámetro interior de 10 a 12 milímetros para una longitud media de 5 metros. Después de haberlos limpiado, desecado y cerrado en una extremidad, se llenan del explosivo que se desea (algodón pólvora, ácido pícrico, etcétera); se cierra la extremidad superior aplastándola de un martillazo y con frecuencia se estiran hasta un diámetro exterior de 5 milímetros aproximadamente. Para armar uno de estos aparatos basta tallar el extremo en forma de silbato, poniéndole además en contacto con un pistón. Las granadas de mano son

una aplicación de los explosivos para el combate próximo. Su empleo es muy antiguo (principios del siglo XVI) y recientemente en la guerra ruso-japonesa han vuelto a usarse con excelente resultado.

Consta, en términos generales, de un recipiente de hierro, fundición o vidrio para el explosivo, aunque con los explosivos modernos puede hasta suprimirse la envoltura, aprovechando la onda explosiva. No debe tener peso superior a 1 kg., para que pueda lanzarse con facilidad, alcanzando así a distancia de 30 a 35 metros a mano y 50 ó 60 si se emplea con honda, y su carga interior debe ser de pólvoras vivas porque se producen fragmentos. Para comunicar el fuego al interior puede emplearse una espoleta de fricción, que tarde en arder un tiempo que sea menor del duplo del que emplea el proyectil en recorrer su trayectoria, para no dar tiempo a que la recoja el enemigo sin estallar y vuelva a usarla. Mencionemos, por último, las salchichas y salchichones de la antigua artillería.

En un tubo de palastro de 2 centímetros de diámetro se embute la pólvora de granos finos y se obtienen de esta suerte salchichas, cuya velocidad de combustión es, por término medio, de 3 metros por segundo al aire libre y de 8 en conducto. Puede reemplazarse en algunos casos la pólvora por la dinamita y el algodón pólvora.

d) Artificios de señales

En otro tiempo, los galos y demás pueblos de la antigüedad, para anunciar los sucesos que ocurrían, la declaración de una guerra, o la venida del enemi-

go, encendían en las alturas fuegos que avisaban las noticias. En nuestros días se sirven todavía de artificios luminosos para dar a conocer su presencia, por ejemplo, o bien para realizar cualquier otra comunicación. Los principales artificios luminosos son los cohetes y los fuegos.

Un cohete de señales o volante comprende:

1º—Un cartucho;

2º—Un depósito;

3º—Una varilla.

El cartucho es un cilindro, generalmente de cartón, que contiene la composición detonante y permite la ascensión del aparato.

El depósito es un segundo cilindro de cartón, que llena de un artificio llamado de guarnición y contiene las diferentes señales.

Se cubre un depósito de un sombrerete, a fin de asegurar la propulsión del aparato, mientras que la varilla sirve para dirigir.

Los artificios de guarnición más frecuentes son:

Las estrellas.

La lluvia de oro.

Las serpentinas.

Las castañas.

Los salchichones.

Las estrellas blancas contienen con frecuencia una mezcla de polvorilla, azufre y nitro asociados al antimonio.

Estos diversos ingredientes se pulverizan cuidadosamente; después se malaxan y tamizan. Se humedecen con agua, alcohol y goma arábiga, a fin de poderlos moldear.

Cuando se quieren obtener estrellas coloreadas, pueden emplearse mezclas especiales.

57. — Mezcla explosiva y compuesto explosivo

Son explosivos destinados a servir de fuerza de proyección en las armas de fuego. Tienen generalmente la forma de fragmentos tubulares, laminares, cintas, etcétera, y a estos fragmentos se les llama granos y su tamaño depende para el objeto que se haya elaborado. Para las armas de pequeño calibre los granos son pequeños tubos o láminas, y para las piezas de artillería, los granos tienen la forma de gruesos cilindros huecos, aumentando sus dimensiones a medida que aumente el calibre y longitud del cañón. La característica de una buena pólvora es que rinda mayor energía posible con el menor perjuicio del arma, y su cualidad más importante será que al producirse su inflamación en la recámara proporcione la cantidad de gases necesarios para producir el desplazamiento del proyectil, aumentando la presión progresivamente hasta que el proyectil venciendo la resistencia del rayado y forzamiento del arma, salga por la boca del cañón con la mayor velocidad posible.

Una pólvora que desarrolle súbitamente su máxima presión obrará como un martillazo con gran perjuicio del arma y sin otro efecto útil que el de imprimir al proyectil una débil velocidad. Con el objeto de que las cargas resulten de un volumen reducido es necesario que las pólvoras de guerra sean de una gran potencia balística, para lo cual su completa combustión debe verificarse durante el recorrido del proyectil por el ánima del arma.

División de las pólvoras

Por su composición:

1°—Mezclas explosivas (mecánicas antiguas);

2°—Compuestos explosivos (químicos, modernos o sin humo).

Por su descomposición:

1°—Combustión lenta o de proyección;

2°—Combustión rápida o de destrucción (detonadores).

Por el empleo a que se destinen:

De guerra;
De caza;
De minas.

Por el arma a que se apliquen:

De cañón;
De fusil;
De pistola.

Las mezclas explosivas por el comburente que contengan:

1º—Nitradas;
2º—Cloratadas;
3º—Picratadas, etcétera.

Los compuestos explosivos:

1º—De nitrocelulosa pura;
2º—De nitrocelulosa y nitroglicerina;
3º—Nitrocelulosa con nitrato metálico.

Las primeras de nitrocelulosa son usadas por Estados Unidos de Norteamérica, Japón, Francia, España, Alemania, Austria y Rusia.

Las de nitrocelulosa y nitroglicerina, por Inglaterra e Italia.

Entre las de nitrocelulosa y nitratos metálicos merece especial mención la pólvora francesa B. N., compuesta de algodón pólvora y nitratos de bario y potasio.

58.—Operaciones para la fabricación de las pólvoras y sus divisiones

1º—*Mezcla mecánica.*—El azufre y el carbón se introducen desde luego con bolas de bronce en grandes toneles de madera, horizontales, movibles alrededor de su eje, y cuyas dimensiones son:

Diámetro 1.30
Longitud .. .. 1.20 a 1.30

Sus paredes internas están forradas de cuero, y la carga para una sola operación es, si se opera con azufre:

Azufre .. .. 30 kilogramos
Bolas de bronce de 10 mm. de diámetro .. .. 60 kilogramos

Si se opera sobre carbón:

Carbón .. .. 15 kilogramos
Bolas de bronce .. .. 15 kilogramos

Se mezclan entonces 7.250 kilogramos de cada una de las dos pólvoras gruesas que acaban de obtenerse con 7.500 de salitre refinado. A todo ello se añade un litro a litro y medio de agua; la masa así obtenida se coloca en un mortero dispuesto en una pieza de roble muy sólida; la parte inferior de este mortero está formada por una pieza troncocónica de madera muy dura de tronco de roble, cuyas fibras están dispuestas verticalmente. En este mortero se mueve un pilón de madera terminado por una cabeza redondeada de bronce, pesando todo ello aproximadamente 40 kilogramos. Se reúnen estos morteros y pilones por medio de baterías de 8 a 12. Se fijan los morteros unos al lado de otros, mientras que los pilones están dispuestos ante un árbol de conchas que los levanta alternativamente; la altura de la caída es de 40 centímetros y el número de golpes de 30 a 60 aproximadamente, por minuto. Esta velocidad, por otra parte, pequeña al principio, va aumentando progresivamente, sobre todo al final.

La operación total dura aproximadamente once horas, y se cambia la substancia del mortero casi de hora en hora, excepto las dos últimas. Se deja

aglomerarse la masa y formar la galleta o sea el galletado. La masa debe mantenerse constantemente muy húmeda, de modo que el malaxado se haga con facilidad y evitar la formación de grumos duros, que impidan una mezcla perfecta. La proporción del agua final es aproximadamente de 8 a 9 por 100; se extiende la pasta en un secador en capas delgadas por espacio de dos o tres días. Este es el oreo, que baja la cantidad de agua a 5 ó 6 por 100.

2º—*Graneado.*—La galleta, desecada de este modo, se coloca en un tambor llamado tonel graneador, bastante análogo a los toneles de trituración del azufre y del carbón. Este tonel graneador es horizontal, cerrado en sus dos extremidades, y mide aproximadamente 1.20 metros de diámetro.

Se introduce en él la galleta que se va a triturar con unas 60 bolas de madera dura. Se hace girar el tonel a razón de 30 vueltas por minuto, y este movimiento de rotación produce la trituración de la pólvora.

Se tamiza entonces el producto obtenido a fin de separar de él las partes demasiado finas. Puede reemplazarse el conjunto de estos aparatos por un solo instrumento, que lleva el nombre de graneador. Los graneadores más comúnmente usados trabajan con un elevador, dos o tres pares de cilindros en graneado y un aparato de tamización de sacudida. El elevador transporta la pólvora después que ha atravesado los cilindros trituradores a la parte superior de los cilindros de graneado. Por bajo de cada par de cilindros de graneado hay dispuesto un tamiz, que deja pasar la pólvora suficientemente

fina y el polvo, mientras que la pólvora gruesa va a parar a los cilindros siguientes, o bien llega a la salida. La pólvora fina y el polvo entran en un segundo tamiz, que deja pasar el polvo y conduce la pólvora utilizable hacia la salida. Todos los tamices se reúnen en un solo departamento, que se adhiere al muro y se ponen en movimiento por un árbol de manivela. En los graneadores, sus cilindros son de bronce duro y tienen una densidad uniforme en la superficie. Según la aplicación a que se destinan, son los cilindros lisos, acanalados o dentados y marchan con la misma velocidad o con velocidades distintas. La forma y número de dientes o acanaladuras, así como el número de vueltas que dan los cilindros, se determinan experimentalmente con el mayor cuidado para responder al objeto que de ellos se espera. Además, todos los cilindros son susceptibles de moverse paralelamente a sus ejes con el auxilio de un tornillo sin fin y de una rueda hélice. Los tamices de sacudida son todo lo grandes posible y el cofre está dispuesto de tal manera que los marcos pueden quitarse y cambiarse fácilmente. Se monta la máquina, en general, sobre una armadura de hierro, y se dispone con frecuencia un segundo aparato que descansa en las mesetas. Resulta posible de este modo colocar todo el mecanismo que sea necesario en el exterior de la cámara de manipulación del graneado, lo que aumenta la seguridad en el trabajo. Las máquinas son completamente independientes del edificio; resulta de aquí la ventaja de que este último puede construirse de madera.

Los graneadores se construyen también sin triturador preparatorio, con dos o tres pares de cilindros. Puede también alguna vez adaptarse un aparato de llenado automático. Este se compone de un cajón que lleno de pólvora se eleva a cierta altura por un plano ligeramente inclinado y vacía poco a poco su contenido sobre los cilindros trituradores.

3º—*Bruñido o pulimento.*—El bruñido de la pólvora de cañón se efectúa en toneles de madera divididos en dos partes por una campana. Cada compartimiento recibe aproximadamente 150 kilogramos de pólvora y se hace girar el tonel por espacio de diez a quince minutos.

4º—*Desecado.*—Se seca entonces el producto obtenido, ya al aire libre, ya en cámaras donde se insufla el aire caliente, estando dispuesta la pólvora en estos secadores en capas de 5 centímetros de espesor aproximadamente. Las pólvoras desecadas se pulverizan, haciéndolas pasar por un tamiz muy fino, y después se embarrilan. Cuando se trata de la pólvora de fusil se emplea carbón bien negro y se efectúa la mezcla mecánica del modo siguiente, en los mismos toneles de trituración que nos han servido para la pólvora de cañón. Las cargas son las mismas, y las materias, muy pulverizadas, se mezclan en la proporción de 14.800 kilogramos de salitre con 2.100 de azufre y 3.100 de carbón. Se añade un poco de agua y se malaxa el producto por espacio de tres horas en aparatos llamados muelas de trituración.

Estas muelas son de fundición, del peso de 5.000 kilogramos, dispuestas verticalmente por pares y que pueden girar alrededor de un eje vertical, ro-

dando en una artesa circular de fondo plano con uñas que vuelven el producto bajo las muelas. Se mantiene la humedad en la proporción de 6 a 7 por 100 de agua. La trituración dura aproximadamente tres horas. Transcurrido este tiempo, se determina el galletado haciendo girar rápidamente las muelas a razón de tres a cuatro vueltas por minuto.

Se quebranta entonces la galleta por medio de un mazo de madera y se granulan sus fragmentos en un cedazo. Este cedazo es una criba de fondo de madera y de mallas de un milímetro de diámetro; un disco de madera duro y móvil determina la granulación de la pólvora.

Los granos obtenidos de un diámetro inferior a un milímetro pasan a través de los agujeros. Se tamiza de nuevo a fin de recoger los granos que miden de 4 a 6 milímetros de diámetro. El bruñido o alisado se verifica como para la pólvora de cañón, pero dura tres horas.

Propiedades que debe tener una buena pólvora negra

—*Pólvoras negras ordinarias:*

Densidad: 1.50 a 1.85.

Las pólvoras negras ordinarias no presentan más que un interés muy relativo desde el punto de vista de las armas de guerra; pero se hace uso de ellas todavía en mayor cantidad para las armas de caza. Ofrecen bastantes ventajas, y aún cuando muchas de ellas han sido en absoluto substituídas por otros explosivos, merecen todavía un estudio particular.

Sus ventajas son las siguientes:

1ª—Un precio de venta mínimo;

2ª—Una fabricación fácil, rápida y relativamente poco peligrosa, dada su insensibilidad parcial a los rozamientos y los choques;

3ª—Una estabilidad considerable (no experimenta cambios) y una conservación cómoda, que no exige, por decirlo así, más que la preservación de la humedad, pues las pólvoras grises son muy poco higroscópicas;

4ª—La mezcla se quema con la mayor facilidad, dado que es perfectamente homogénea, que el azufre ayuda a propagarse la inflamación y que el nitrato de potasio, aunque perfectamente estable a los choques, produce, cuando se calienta en estas condiciones, una cantidad considerable de oxígeno.

5ª—La fuerza viva comunicada a los proyectiles es bastante grande, y, sin embargo, el arma no experimenta alteraciones demasiado sensibles;

6ª—Que el residuo sea mínimo y que no cause efectos dañosos al arma.

Ofrecen, sin embargo, muchos inconvenientes, y el enmohecimiento del arma no es uno de los menores. Este enmohecimiento se debe al residuo sólido que deja la pólvora cuando se quema, cuyo residuo está formado de sales de potasio y de una pequeña proporción de pólvoras no quemadas. Las

pólvoras grises, ordinarias están formadas de una mezcla de azufre, carbón y salitre íntimamente unidos, y la fórmula teórica de la reacción se ha supuesto mucho tiempo del modo siguiente: (*)

$$2K(NO^3) + S + 3C = K^2S + N^2 + 3CO^2.$$

(*) Como hemos visto, todos los explosivos constan de substancias combustibles y substancias comburentes: en la pólvora negra las substancias combustibles son el carbón y el azufre; y la comburente el nitrato de potasio.

Al reaccionar estas substancias en la descomposición de la pólvora producen substancias sólidas o residuales (cenizas) y substancias gaseosas (gases de proyección). Las primeras pueden ser entre los compuestos del carbono en medio oxidante, especialmente carbonato de potasio, sea porque se forme en la reacción o porque resulte de las cenizas del carbón al quemarse (sabemos que todo carbón al quemarse deja un residuo cenizas, que su mayor parte son compuestas de carbonato de potasio, y en menor cantidad de magnesio, calcio, etcétera), siempre existirá en las cenizas de la pólvora, carbonato de potasio, sea por una o por otra causa.

Como compuesto del azufre, puede contener: sulfuro, hiposulfito, sulfito y sulfato de potasio.

Entre los gases de proyección en su mayor parte son: nitrógeno libre y compuestos oxigenados estables del carbono, azufre y nitrógeno.

Del carbono podemos tener óxido y anhídrido carbónico; del azufre, anhídrido sulfuroso; y del nitrógeno, peróxido de nitrógeno y posiblemente bióxido en el interior de la cámara de explosión.

Se efectúa según lo expuesto:

$$\underset{1010}{1OK(NO^3)} + \underset{192}{6S} + \underset{72}{6C} \rightarrow$$

Comburente + combustible:

$$\underset{110}{K^2S} + \underset{138}{K^2(CO^3)} + \underset{190}{K^2(S^2O^3)} + \underset{158}{K^2(SO^3)} + \underset{174}{K^2(SO^4)}$$

Cenizas → 770 partes

$$\underset{74}{3CO} + \underset{88}{2CO^2} + \underset{64}{3SO^2} + \underset{138}{2NO^2} + \underset{60}{2NO} + \underset{70}{5N} + \underset{64}{SO^2}$$

Gases → 494 gramos → 5532,8 c. c.

La mezcla debe entonces estar formada de:

Nitro	74.84 partes
Carbón	13.32 partes
Azufre	11.84 partes
	100.00 partes

Los productos de descomposición serán los siguientes:

Sulfuro de potasio .. .. 40.78 sólido

Productos gaseosos:

Acido carbónico	48.85	=	248.40 c.c.
Nitrógeno	10.37	=	82.52 c.c.
	100.00	=	330.92 c.c.

Esta reacción era de las más hipotéticas, y cierto número de experiencias ha demostrado la falsedad de la fórmula. Los trabajos de Bunsen y Kirchhoff, de Linck y de Karolyi han demostrado desde luego que los volúmenes gaseosos no correspondían a la ecuación y que el residuo sólido no estaba formado de sulfuro de potasio, sino, por el contrario, de cierto número de sales oxigenadas. Bunsen y Kirchhoff estudiaron los productos de la combustión de la pólvora de caza que correspondía a la siguiente composición:

Nitro	78.99	Carbono	7.69
Carbón	11.17	Oxígeno	3 07
		Hidrógeno	0.41
Azufre	9.84	Cenizas	indicios
	100.00		11.17

Obtuvieron un producto sólido y productos gaseosos:

Residuo sólido 68.06
Productos gaseosos . . . . . 31.38 = 193 c.c.
Por un gramo de pólvora (a 0° y 760).

El residuo sólido estaba formado por dos partes:

1ª—Un residuo fijo, que queda en el sitio en que la combustión se ha producido;

2ª—Un residuo arrastrado bajo la forma de humo por los productos gaseosos de la combustión.

Todo ello correspondía al análisis siguiente:

Los gases estaban formados de:

CO^2	52.67 partes
N	11.12 partes
CO	3.88 partes
H	1.21 partes
H^2S	0.60 partes
O	0.52 partes
	100.00 partes

Se ve que el volumen del gas es, para 1 gramo, de 193 c.c. en lugar de 330.92 calculado teóricamente, ya que contiene proporciones de ácido carbónico y nitrógeno que no corresponden enteramente a las proporciones que indicamos, al mismo tiempo que se forma un poco de óxido de carbono. En la constitución del residuo sólido vemos la ausencia casi total del sulfuro potásico y el enorme predominio de las sales oxigenadas, sulfato, carbonato e hiposulfito.

Podemos recordar en este concepto todos los trabajos que se han efectuado y los experimentos que se han hecho. En resumen, la combustión de la pólvora se hará al aire libre, según Ferodow, del modo siguiente:

En un primer tiempo el azufre y el carbón se quemarán, con formación de sulfato potásico, nitrógeno y ácido carbónico.

$$2K(NO^3)+S+C \rightarrow K^2(SO^4)+N^2+CO^2.$$

En un segundo tiempo habrá reducción de sulfato potásico y formación de ácido carbónico, hiposulfito potásico y carbonato potásico:

$$2K^2(SO^4)+2C \rightarrow K^2(S^2O^3)+K^2(CO^3)+CO^2$$

Cuando la deflagración de la pólvora se produce por la presión, habrá además reducción de hiposulfito potásico por el carbón, con formación de ácido carbónico y sulfuro potásico, y dejando el azufre en libertad:

$$2K^2(S^2O^3)+3C \rightarrow 3CO^2+2K^2S+2S$$

Este azufre reacciona sobre el carbonato de potasio para dar ácido carbónico o sulfato potásico y sulfuro potásico: (1)

$$4\ S+4K^2(CO^3) \rightarrow K^2(SO^4)+3\ K^2S+4\ CO^2.$$

---

(1) En la elección de los componentes de la pólvora es necesario cuidar mucho de su pureza. El nitro ha de ser muy puro y debe estar exento de cloruros, los cuales absorben la humedad atmosférica. El azufre debe estar libre de anhídrido sulfuroso, que disminuye la combustibilidad, por lo cual no se emplea la flor de azufre, sino el azufre en cañón. El carbón debe ser también muy puro, y ha de emplearse el que deje menos cantidad de cenizas por la combustión, que se inflame con facilidad y arda con rapidez.

Las pólvoras grises ordinarias, preparadas en otro tiempo en Francia, pueden clasificarse del modo siguiente:

Pólvora de guerra:

	Cañón	Fusil
Nitro	75.0 partes	74.0 partes
Azufre	12.5 partes	10.5 partes
Carbón	12.5 partes	15.5 partes

Pólvora de caza:

Nitro	78 partes
Azufre	10 partes
Carbón	12 partes

Pólvora de mina:

Nitro	65 partes
Azufre	20 partes
Carbón	15 partes

Entre las pólvoras extranjeras podemos citar la composición de algunas de ellas. (1)

(1) ALGUNAS DE LAS FORMULAS DE COMPOSICION DE LA POLVORA

POLVORA	NITRO	AZUFRE	CARBON
De caza francesa	78.0	10.0	12.0
De cañón, francesa	75.0	12.5	12.5
Francesa para fusiles	74.0	10.5	15.5
De mina, francesa	62.0	18.0	20.0
De guerra, inglesa	76.0	10.0	14.0
De caza inglesa	79.7	7.8	12.5
De guerra, de Austria	76.0	10.0	14.0
De guerra, de Prusia	74.0	10.0	16.0
De guerra, de Suecia	75.0	9.0	16.0
De guerra, de España	76.5	10.8	12.7
De guerra, de Rusia	75.0	10.0	15.0
De guerra, de Italia	76.0	12.0	12.0
De guerra, de China	75.7	14.4	9.9

Además, en cada país no existe una sola fórmula de la pólvora, sino que varía con el arma en que debe usarse, forma de sus granos, preparación del carbón, etcétera.

La pólvora alemana de 1883 estaba formada de:

Nitro	76.50 partes
Azufre	9 partes
Carbón	15 partes

Las pólvoras rusas reglamentarias de la fábrica de Ochta corresponden a la siguiente composición:

Nitrato de potasa	75 partes
Azufre	10 partes
Carbón	15 partes

La marina italiana ha empleado para los Hotchkiss una pólvora gris, llamada pólvora H/57, cuya composición es:

Nitro	77 partes
Carbón	20 partes
Azufre	3 partes

La pólvora Pebble se ha fabricado durante algún tiempo por la casa de Armstrong:

Nitro	75.50 partes
Azufre	10.25 partes
Carbón	13.25 partes

Estudiaremos la preparación y propiedades de cada una de las pólvoras francesas en particular. La más fina es la pólvora de caza, mientras que la pólvora de guerra y en particular la de cañón, era bastante gruesa. La pólvora de mina es la que necesita menos cuidado en su preparación.

La potencia y modo de acción de un explosivo depende:

1º—De su composición química, en la que debe entrar la cantidad de oxígeno necesaria, para la más completa oxidación de sus elementos combustibles;

2º—De la cantidad de calor desarrollada en la explosión, y presión ejercida por los gases desprendidos, dada la gran influencia de estos factores en la velocidad de la reacción explosiva;

3º—De la densidad de carga o cantidad de materia, en igualdad de volumen;

4º—Del estado físico del explosivo; y,

5º—Del medio de inflamación que se emplea.

Por tanto, las condiciones que debe reunir un explosivo militar, son:

1º—Que su descomposición explosiva determine la más completa oxidación de sus elementos combustibles;

2º—Que la cantidad de calor desarrollada y presión de los gases desprendidos, proporcionen el máximo trabajo útil o rendimiento;

3º—Que en reducido volumen puedan concentrarse fuertes cargas. Esta condición depende esencialmente del estado y cualidades físicas del explosivo;

4º—Que por su condición física y química ofrezca la mayor estabilidad;

5º—Que su manejo y transporte esté exento de los peligros de una explosión; y,

6º—Que su fabricación sea fácil, económica y poco peligrosa.

Pólvoras sin humo

2º—*Compuestos explosivos (químicos, modernos o sin humo):*

HISTORIA.—El algodón pólvora fué descubierto en 1845, por Schonbein, químico de Basilea, quien recibió un cuantioso premio de la Dieta germánica.

El primero que preparó en París el algodón pólvora fué el Ingeniero Civil Morel.

En 1865, el inglés Abel hizo grandes adelantos en el uso y fabricación del algodón pólvora, pues lo preparó comprimido, creyendo así evitar los riesgos de su empleo. Pero en 1871, ocurrió una catástrofe que destruyó una fábrica y parte de un edificio en Stowmarket, a consecuencia de una explosión de esta pólvora.

La gelatinización del algodón pólvora, para obtener las pólvoras modernas hoy en uso, ha sido objeto de muchos químicos, entre los que sobresalen los nombres: Kellner, Volkmann, Reid, Wolf, Förster, Vielle, Hartig y Schultze y por último, Nobel.

Consideraciones generales sobre los explosivos químicos modernos o compuestos explosivos

Las reacciones químicas sólo tienen lugar a distancias infinitamente pequeñas y es por esto que se emplean mejor compuestos explosivos que mezclas explosivas. Las moléculas químicas de los cuerpos, son infinitamente más pequeñas que las menores partículas en que mecánicamente pueden

ser divididas las substancias, y, por consiguiente, en el caso de las combinaciones, las reacciones se verifican entre átomos de la misma molécula, teniendo entonces las condiciones de proximidad más favorables para que el fin que se persigue sea de mayor efectividad. En las mezclas mecánicas de cualquier clase, por más finamente divididos que estén los ingredientes, sus partículas son todavía de tamaño apreciable y muy grandes en comparación con las moléculas. Ahora, en el caso de explosivos de segunda clase, las reacciones tienen lugar parcialmente entre los átomos de una misma molécula y parcialmente entre los átomos de moléculas diversas; en las primeras moléculas, los átomos que reaccionan están apartados a distancias infinitamente pequeñas; en las últimas, excepto aquellas que se encuentran en gran superficie de contacto (pólvoras coloidales), o cerca de ellas, están apartados a distancias considerables; por consiguiente, las condiciones en las mezclas que contengan combinaciones nitradas o nitratos orgánicos, son menos favorables que en el caso de las combinaciones puras. Se clasifican los compuestos explosivos, por la manera de como accionan:

1º—Explosivos rompedores o altos explosivos (de combustión rápida);

2º—Explosivos impulsivos o bajos explosivos (de combustión lenta).

Los primeros provocan aplastamientos o fraccionamientos mientras que los segundos su efecto es de proyección o impulsión.

Se puede decir que la mayor parte de las explosiones son formas de combustiones, siendo la reacción muy enérgica y rápidamente propagada.

En el caso de las mezclas explosivas, tienen la ventaja que el oxígeno naciente al estado atómico en gran cantidad lo que hace una actividad química grandemente aumentada una vez que comienza la oxidación, produciéndose así una elevación de temperatura, porque la acción tiene lugar en un espacio reducido y el calor desarrollado se utiliza mejor elevando la temperatura de los productos; además, el oxígeno parece que se desprende al estado de ozono (O^3) con mayor poder de combinación que el oxígeno molecular (O^2) en que la afinidad de los átomos está satisfecha en un grado mucho menor, por otros átomos de la misma especie, tal como existe el oxígeno gaseoso o en el del aire atmosférico.

Las acciones químicas quedan determinadas:

1º—Por la naturaleza del explosivo;

2º—Por el número de elementos;

3º—Por la colocación de los átomos en el interior de la molécula.

Las moléculas de todas las substancias están en constante movimiento. Cualquier agente que aumente la amplitud de las vibraciones más allá de cierto límite destruye la molécula. Así, el calor es una forma de movimiento molecular, uno de los agentes más comúnmente usados.

El origen de la transformación química en la explosión, es siempre alguna fuerza debida a la materia en movimiento, sea el movimiento de la ma-

teria en masa, tal como el choque, presión a fricción, o el movimiento de las moléculas de los cuerpos, tal como el calor, las vibraciones sincrónicas (ondas del sonido) o el movimiento de torbellino.

La rapidez de combustión de los explosivos depende en gran parte de la presión del aire o de los gases ambientes. Así, la velocidad de la combustión de la pólvora negra es de más o menos 10 a 13 milímetros por segundo, mientras que la rapidez de combustión progresiva de la nitrocelulosa no comprimida es de cerca de ocho veces mayor que la de la póvora negra (80 a 104 milímetros), es decir, cerca de un metro por segundo, mientras que el mismo algodón pólvora comprimido y detonante es de 5,000 milímetros por segundo, o sea 5 metros por segundo. Entre los consejos que da en sus conferencias de Zaragoza el señor Coronel don Ricardo Aranaz e Izaguirre, Director de la fábrica de Pólvoras y de explosivos de granada en 1908, dice:

"La pólvora negra debe ser excluída de los barcos".

Esto después de hacer una brillante disertación en la que defiende con muy buen criterio basado en la experiencia y en el cálculo, las ventajas del algodón pólvora sobre las mezclas explosivas.

El principio en que se basa la preparación de la pólvora sin humo es la producción de un explosivo que no tenga entre sus productos de explosión gases rápidamente condensables en líquidos o sólidos, y que al mismo tiempo den presiones moderadas.

Las pólvoras sin humo fueron buscadas no en cuanto careciesen de humo (cualidad negativa que de antemano se sabía que habría de obtenerse empleando ingredientes que sólo dieran productos gaseosos), sino en cuanto dieran con los proyectiles de pequeño calibre mayores velocidades, alcance y precisión, con presiones relativamente pequeñas. La primera fué obtenida en Francia por Vieille en 1886, dadas sus propiedades balísticas, técnicas y tácticas, todas las naciones se apresuraron a buscar pólvoras análogas para satisfacer las necesidades de las armas.

Las propiedades balísticas son generalmente superiores a las de las pólvoras antiguas. Es mucho más difícil inflamarlas que la pólvora negra y necesitan un fulminante más poderoso, no son afectadas por el aire o por el agua; no son sensibles al choque y cuando se queman no dejan residuo y dan grandes velocidades con presiones relativamente bajas y con mucha uniformidad de acción.

Respecto a la estabilización del algodón pólvora, dice Aranaz, para quitar "los aceleradores de descomposición" que llama Will, son destruídos y eliminados por completo por pulpados, hervidos y lavados en frío, después de la nitración. Estas operaciones son las que complementan la fabricación y estabilizan el producto, mediante una acción lenta y sostenida, que contrarreste la de igual naturaleza que tiene lugar en el interior de la nitrocelulosa; siendo de notar que el número de lavados y hervidos es considerable y han sido hábilmente calculados. De esta manera se tienen fulmicotones perfectamente es-

tabilizados, a pesar de las opiniones contrarias que se fundan para no admitir la estabilización del algodón pólvora, en la idea de que este no es un compuesto completamente definido, sino mezclas de nitrocelulosas.

La fuerza de estas pólvoras queda explicada por el hecho de que la energía potencial es alta, y, por consiguiente, la cantidad de calor es considerable, y de que el volumen total de gases desprendidos es muy grande. Los gases pueden esparcirse en el espacio entero detrás del proyectil, mientras que en la pólvora negra más de la mitad del espacio está ocupado en el momento de la explosión por la pólvora sólida y menos de la mitad queda para los gases; y todavía en tanto que las grandes velocidades imprimidas al proyectil con semejantes bajas de presiones. También la disociación de los gases desempeña importante papel. Tal disociación obra como un regulador automático de la presión: cuando la presión tiende a crecer comienzan a recombinarse los gases disociados, disminuyendo los gases y previniendo un gran incremento de presión; cuando la presión tiende a bajar, tiene lugar la descomposición aumentando los gases e incrementando nuevamente la presión Las bajas presiones tienen razón de ser por el hecho de que, aun cuando estas pólvoras contienen altos explosivos como constituyentes, no detonan.

Mendeleef llega en sus estudios a las conclusiones siguientes:

1º—No deben dejar ningún residuo sólido después de su combustión, y sus gases no deben ejercer efectos dañinos en el metal del cañón;

2º—No deben experimentar cambios en su conservación durante largos períodos de tiempo y no deben contener ingredientes volátiles;

3º—Que puedan ser rápidamente preparadas en cantidades suficientemente grandes para las necesidades.

Respecto a la estabilidad del algodón pólvora, podemos decir que lo es, pues con sólo la vista de las colecciones que existen en las fábricas de explosivos, podrá deducirse lo inofensivos que son todos los compuestos químicos explosivos, cuando no se les pone en condiciones de desarrollar su energía; así, los petardos explosivos arden tranquilamente cuando se les comunica el fuego, y necesitan imperiosamente ser accionados por un cebo para hacer explosión, también las pólvoras sin humo tienen el régimen de combustión lenta, cuando toman fuego al aire libre y no están aprisionadas, digámoslo así, en el interior de las bocas de fuego, y bajo la acción de las presiones que en ellas se desarrollan, según puede verse prácticamente.

El algodón pólvora puro, es decir, exento de algodón no atacado, no ennegrece o no enverdece por la disolución de yodo en yoduro de potasio. Disuelta en soluciones cáusticas alcalinas, puede precipitarse la celulosa en forma floconosa neutralizando el

álcali. La pólvora de algodón se inflama a 180° C, y hace explosión a 182° C, con llama amarilla. Comprimida arde sin deflagración, lentamente, con llama viva. Si la masa del explosivo es grande, la combustión puede ser seguida de explosión.

Cuando se calienta algodón pólvora a 100° C, su inflamación por un cuerpo en ignición va muy a menudo acompañada de su explosión. En vaso cerrado, el calor lo hace estallar siempre, pero con efectos destructores reducidos.

Cuando se golpea con un martillo sobre un yunque de hierro, sólo la parte golpeada hace explosión.

La detonación del algodón pólvora se obtiene por medio de la cápsula de fulminato de mercurio; la pólvora húmeda necesita un cebo de pólvora seca que se hace detonar previamente por fulminato.

Los productos de la explosión varían con la densidad de carga.

1ª—Con débil densidad de carga:

$$C^{24}H^{29}(NO^2)^{11}O^{20} \rightarrow 15CO + 9CO^2 + 9H^2O + 5{,}5H^2 + 5.5N^2$$

2ª—Con fuerte densidad de carga:

$$C^{24}H^{29}(NO^2)^{11}O^{20} \rightarrow 12CO + 12CO^2 + 6H^2O + 8{,}5H^2 + 5N5.$$

Cuando la pólvora de algodón es inflamada a una presión de una atmósfera, se forman vapores nitrosos en abundancia así como en ciertas circunstancias, la nitrocelulosa empleada en los fusiles y cañones, por ejemplo en el tiro a fogueo, desprenden gases nitrosos que molestan a los soldados y corroen las armas.

Definición de algodón pólvora

Es la mezcla de los derivados nitrados de la celulosa. (La celulosa se extrae del algodón, papel, trapos viejos, maderas frescas y tejidos vegetales.)

Preparación.—Resulta de la acción de una mezcla sulfonítrica sobre el algodón ordinario.

El máximum de nitrificación corresponde sensiblemente a la fórmula de una celulosa undecanítrica: $C^{24}H^{29}(NO^2)^{11}O^{20}$, pero siempre se obtienen productos de menor nitrificación:

Celulosa decanítrica . . . . $C^{24}H^{30}(NO^2)^{10}O^{20}$
Celulosa eneanítrica . . . . $C^{24}H^{31}(NO^2)^{9}O^{20}$
Celulosa octonítrica . . . . $C^{24}H^{32}(NO^2)^{8}O^{20}$
etcétera, etcétera.

El algodón pólvora de guerra está formado uniformemente de celulosas undeca y decanítricas.

Forman los colodiones, las enea y octonítricas.

La celulosa heptanítrica tiene el aspecto de algodón, pero no es ya propiamente hablando, un piróxilo; siendo las restantes o sea de la tetranítrica a la heptanítrica inexplosivas, constituyendo el grupo de los llamados colodiones.

La celulosa nítrica obedece a la fórmula general siguiente:

$$C^{24}H^{40-n}(NO^2)^nO^{20-n} + nH^2O$$

en que n representa el número de equivalentes de ácido nítrico empleados en la reacción; y dando a esta variable los valores de 4 a 11, se obtendrán

una serie de nitrocelulosas en las que estarán comprendidas desde el de inferior al de superior grado de nitrificación.

Para distinguir el algodón pólvora del algodón ordinario, se le trata por una solución de yodo yodurada (agregada de yoduro de potasio) y se le trata en seguida por solución diluída de ácido sulfúrico: el algodón ordinario se colorea de azul, mientras que el algodón nitrado se colorea amarillo.

Multitud de experiencias se han hecho con resultados variables para clasificar los fulmicotones o nitroalgodones: sin embargo, la valiosa e importante opinión de Aranaz, es que estos compuestos deben ser caracterizados por su grado de nitrificación y solubilidad sin darle nombre especial alguno, por resultar erróneas las clasificaciones hechas, en razón a los adelantos obtenidos y perfeccionamientos en los procedimientos de fabricación; puesto que está en manos del fabricante variar las relaciones entre una y otra característica; pudiendo por ejemplo decirse un nitroalgodón corresponde a los grados 12.60 en la nitrificación y de 80 en la solubilidad, expresando así que la cantidad de nitrógeno que contiene es de 12.60% y que la proporción del compuesto soluble está en la del insoluble en la relacin de 80 a 100.

El algodón pólvora, puede hacerse de dos maneras, sea tratando el algodón con mezcla sulfonítrica, como ya he dicho, o en pequeñas escalas, tratando en una probeta de vidrio una parte de algodón con 20 partes de nitrato de potasio y 30 partes de ácido sulfúrico concentrado de densidad 66° B., teniéndolo

en contacto media hora, pasado cuyo tiempo se lava al algodón perfectamente con gran cantidad de agua hasta que se haya verificado la completa separación del sulfato de potasio formado. Se deseca después al aire libre. En esta preparación no debe emplearse nitrato de sodio porque gelatiniza la masa y se hace muy difícil la separación del sulfato, que arruina el producto.

Operaciones preliminares para la fabricación del algodón pólvora

1ª—*Preparación del algodón:*

a) Se limpia a mano;

b) Se desengrasa (hirviéndolo con carbonato de sodio en solución concentrada);

c) Se lava y se seca;

d) Se arrolla en tres grandes cilindros de 0.50 metros de diámetro por 1 metro de largo. Después se divide en fragmentos de una libra cada uno;

e) Se sumergen durante 4 ó 5 minutos en depósitos nitrificadores, que contienen la mezcla nitro-sulfúrica, que contienen unas 230 libras de mezcla de ácidos conforme la fórmula de Schonbein. Se separa y escurre sobre una criba, comprimiéndole por medio de una placa que se maneja con una palanca;

f) Se rocía con nueva porción de ácido sulfonítrico y se introduce en una vasija de gres cerrada con una tapa. (La mezcla sulfonítrica se hace vertiendo sobre una parte de ácido nítrico de densidad

1.45 a 1.50 enfriado, 3 partes de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1.84, por porciones pequeñas y agitando.)

Se colocan en serie ocho vasijas semejantes en una cuba donde circula agua fría. Al cabo de dos horas ha terminado la reacción, y se expulsa el exceso de ácido por medio de una centrífuga, o mejor empleando la turbina de nitrificación Selwig y Lange, que permite simplificar el procedimiento. En estas turbinas, que no vienen al caso describir, se hace la nitrificación en el término de media hora, escurriendo el líquido y poniendo las turbinas en movimiento; a los tres minutos de turbinado, desaparece el ácido y se separa el algodón por medio de pinzas. La operación dura en total 50 minutos.

En las turbinas hay economía y se obtiene un producto nitrado de naturaleza absolutamente uniforme, puesto que el ácido se separa del algodón inmediatamente después de la nitrificación, siendo de este modo imposible la absorción de agua.

Al salir de la oreadora, el algodón pólvora debe lavarse; esta operación se efectúa en cubas ovales de madera, de 3 metros de largo por 1.50 de ancho y 0.60 metros de alto. Una rueda de paletas agita el líquido y mueve el algodón pólvora.

Se efectúa primero cierto número de lavados en frío y después en caliente. El número total de lavados es de 10 a 12, de una duración de 2 horas cada uno.

Después de estos lavados, el algodón pólvora se conserva en pulpa en máquinas, conocidas con el nombre de holandas o pilas de triturar. Estos apa-

ratos son artesas de hierro de forma oval, tienen en el fondo tenedores de acero afilados y en la parte superior cuchillos que cortan el algodón húmedo en el seno del agua hasta tenerlo en pedazos pequeños.

Pasa después a las pilas de lavar, que se componen de un recipiente análogo al anterior, y en lugar de un cilindro de cuchillos, hay por un lado un agitador y por otro un tambor lavador. La periferia de este último se compone de una plancha de hierro perforada, cubierta de una gasa de seda. El agitador del mismo modo que el tambor lavador, tiene un movimiento de rotación que reciben de una transmisión de correas. El tambor lavador toma en la artesa el agua, que conduce, a través de las paredes transversales, dispuestas en el interior del tambor, a una abertura de desprendimiento establecida lateralmente. El tambor lavador puede ponerse más o menos elevado, y la cantidad de agua que toma se regula según la inmersión más o menos profunda del tambor, en el interior de la pila. El algodón pólvora, dividido y triturado en el agua, se retiene por la gasa de seda del tambor lavador. Para reemplazar el agua que ha servido ya, se hace llegar nueva hasta que hayan desaparecido los últimos restos de ácido libre de la materia triturada Se lleva entonces la pasta a turbinas, de donde sale aproximadamente con 30% de agua.

Se comprime entonces y se deseca.

La compresión y el moldeado se efectúan en prensas hidráulicas muy poderosas. La operación tiene lugar generalmente en dos tiempos:

1º—Se somete el polvo a una presión de 3 kilogramos por centímetro cuadrado.

2º—La torta que se obtiene se moldea por medio de una presión de 1,000 kilogramos por centímetro cuadrado.

Debe evitarse la presencia de cuerpos extraños en el algodón, lo cual podría determinar, mediante el frotamiento, la explosión de la masa. Luego se deseca el algodón pólvora obtenido, en estufas donde se hace el vacío.

La desecación puede reemplazarse en parte con ventaja por un lavado con alcohol, que abrevia el tiempo de la operación.

El algodón pólvora se emplea mezclado con otras substancias, ya inertes, ya activas.

Propiedades.—El algodón pólvora empleado en la fabricación de explosivos conserva el aspecto del algodón; es áspero al tacto, poco higrométrico, insoluble en agua, alcohol, éter y ácido acético, soluble en alcohol-éter y en acetato de etilo. Para poder conservarlo, debe estar despojado, cuanto sea posible, de ácidos; si no se altera rápidamente y pierde sus propiedades explosivas. Su densidad absoluta varía entre 1.20 y 1.50, según no esté o esté comprimido.

El algodón pólvora destinado a fabricación de pólvoras sin humo, se conserva en un almacén especial, donde se acondiciona en cajas, clasificadas y rotuladas, con la numeración correspondiente, serie a que pertenecen y dosis de nitrógeno que contiene.

Este último dato, o sea la dosis de nitrógeno que contiene, es importantísimo, puesto que determina el grado de nitrificación alcanzado. El cuadro siguiente expresa el tanto por ciento teórico correspondiente a cada celulosa nítrica:

Celulosa endecanítrica	13.47%
Celulosa decanítrica	12.75%
Celulosa eneanítrica	11.97%
Celulosa octonítrica	11.11%
Celulosa hectanítrica . . .	10.18%
Celulosa exanítrica	9.13%
Celulosa pentanítrica	8.32%
Celulosa tetranítrica	7.65% de nitrógeno.

Según la clasificación antes expuesta, atendiendo al porcentaje teórico de nitrógeno, para obtener nitrocelulosa de 12.50 a 12.70, tendríamos que combinar las dos clases de celulosas decanítrica y eneanítrica, determinando por el cálculo la proporción en que han de mezclarse.

Así, por ejemplo: para una nitrocelulosa de 12.70, teniendo la primera una nitrificación de 12.75 y la segunda 11.93, sería:

$12{,}75X + 11{,}93Y \rightarrow 12{,}70 + 100$; de donde $X + Y \rightarrow 100$; de donde $X \rightarrow 94$ y $Y \rightarrow 6$. (Aranáz).

Elaboración de las pólvoras de nitrocelulosa pura, para cartuchos: Comprende las operaciones siguientes:

1ª, gelatinización o empaste; 2ª, prensado; 3ª, secado en armarios; 4ª, cortado; 5ª, secado al vacío; 6ª, cernido; 7ª, pavonado; 8ª, lavado; 9ª, primer secado; 10, repavonado; 11, abrillantado; 12, clasificación; 13, segundo secado; 14, pruebas balísticas; 15, homogenización; 16, empaque; 17, pruebas de taller; 18, pruebas definitivas; y 19, precinto de empaques.

No es mi objeto describir todas las operaciones enumeradas, describiré rápidamente las principales operaciones:

La primera: *gelatinización.* — Operación que se efectúa en amasadoras especiales, malaxando el algodón pólvora con disolventes apropiados (éter, acetato de etilo, alcohol, acetona, alcohol-éter, etc.)

Se usa acetona para disolver el algodón compuesto por celulosa de mayor nitrificación (endecanítrica).

La mezcla de alcohol-éter o de acetato de etilo (para las deca, enea y octonítricas).

El algodón pólvora es disuelto en forma de masa homogénea gelatinosa por la mezcla completa del líquido amasante y el coloide entonces formado. Los disolventes pueden recuperarse después de la

gelatinización por una simple destilación, dejando la masa ligeramente húmeda para evitar los peligros del producto seco.

La segunda: *prensado o laminado.*—Se hace por medio de prensas hidráulicas o por medio de laminadores. De aquí que las pólvoras se dividan en tubulares y de cintas en las prensadas, de las que sale ya la pólvora en la forma debida, faltando solamente el cortado; y en laminares, si se emplea el laminador. En la operación de prense o laminado siempre le queda a la pólvora algo de disolvente para conservar su dureza; sin que sea fácil la eliminación posterior. Luego sigue el cortado en cintas y después en laminillas, por medio de un aparato compuesto de moletas o cuchillos circulares. Las citadas cintas son cortadas en tamaños reglamentarios por guillotinas transversales.

Esta pólvora se presenta en cuadriláteros, más o menos aplastados y prolongados.

Tercera: *Secado.*—Se puede hacer de dos maneras: Sea en caliente en estufas bien ventiladas por medio de aire caliente o en estufas al vacío. Es bastante difícil eliminar las últimas trazas de disolvente, para lo que se necesita de día y medio a dos días.

Después de cernida para tener granos del mismo tamaño, es *pavonada,* como se hace con la pólvora negra.

División de las pólvoras sin humo por su composición

Se dividen en tres clases:

1ª—Pólvoras a base de algodón pólvora (ya sea la variedad llamada insoluble, ya la soluble o una mezcla de ambas), la que convertida en masa córnea, por medio de disolventes, se le da la forma de láminas o cuerdas. (Las empastadas con éter acético, con la humedad se acidifican);

2ª—Pólvoras en que se emplea una mezcla de nitrocelulosa y nitroglicerina. (Es conocido el mal éxito de éstas pólvoras, por las erosiones que producen en las armas, cuya duración disminuye notablemente; no bastando para atenuar en el grado conveniente este efecto, la adición de vaselina, nitroguanidina y otros compuestos que rebajan la temperatura de inflamación);

3ª—Pólvoras en las que se emplea la nitrocelulosa mezclada con hidrocarburos de la serie aromática, o solamente éstos previamente nitrificados. (Todas estas pólvoras se dividen, por su descomposición, en vivas y lentas.)

Entre las pólvoras a base de nitrocelulosa pura, tenemos:

Pólvora E. C. (Explosivos Company, 1872.) — Es de color anaranjado, por el ácido rosólico (aurina) que contiene y están recubiertos sus granos de una ligera capa de colodión.

Pólvora Maxim Schüpphaus.—Contiene 80 partes de algodón pólvora y 19.5 de piroxilina gelatinizada y 0.50 de urea. (Fabricada por E. J. Du Pont de Nemours & Co., EE. UU. de N. A.)

Pólvora normal.—Gelatinízase la nitrocelulosa con acetato de amilo.

Pólvora B.—Es la usada hasta hace poco tiempo en el fusil Lebel M. Consiste en algodón pólvora disuelto en éter, que se endurece al aire. Cuando este producto está en estado pastoso, se le comprime fuertemente, se lamina, corta y seca.

El aspecto es variable, según los tipos y lotes. A veces tiene el aspecto de pergamino de color gris amarillento o moreno más o menos opaco o traslúcido. Es insoluble en el agua y no es higrométrica, sin embargo se altera bajo la acción prolongada de la humedad y del calor. Su densidad es de 1.58, inferior a la de la pólvora negra.

Un kilogramo de esta pólvora produce 860 decímetros cúbicos de gases a la temperatura de 2870° C y una presión por centímetro cuadrado de 10230 kilogramos.

Mientras un kilogramo de pólvora negra sólo da 280 litros a la temperatura de 2800° C, la presión por centímetro cuadrado es de 325 kilogramos. En cuanto a la energía potencial es de 457000 kilogramos para la primera y sólo 270000 kilogramos para la segunda. Lo que explica lo reducido de las cargas de proyección y la obtención de grandes velocidades con presiones relativamente bajas.

Existen diferentes tipos de pólvora B, que se distinguen por la inicial del arma en que se emplean, así: BF para fusil, BC para cañón de campaña, BSP para cañón de sitio y plaza, BGC para cañón de grueso calibre, BM para cañón de marina, etcétera. La pólvora viva para el tiro a fogueo con cañón se designa BCNL, que significa nitrada y lavada.

Cuando a la pólvora B, que está sujeta a descomposiciones y explosiones frecuentes, se le agrega algún estabilizante como por ejemplo, difenilamina, entonces recibe el nombre de pólvora D.

Potentita.—Consta de 59.5 de pólvora sin humo y 4.15 de nitrato de potasio.

Explosivo de Sevran Livry.—Contiene 15 partes de octonitrocelulosa y 85 de nitrato de amonio.

Tonita.—Contiene 52.5 de algodón pólvora pulverulento y 47.5 de nitrato de bario.

Pólvora Troisdorf. — En láminas paralelepípedas pavonadas con grafito.

Pólvora Rotwell.—Tiene como estabilizador dimetildifenilurea simétrica o centralita. Se usa en el cartucho de bala P de fusil Mauser.

Pólvora francesa J.—Destinada a carga de escopetas, pistolas, etcétera. Contiene 85 partes de algodón endecanítrico y 17 de bicromato de potasio o de amonio.

2ª—*Pólvoras compuestas por nitrocelulosa y nitroglicerina:*

Podemos decir que éstas son dinamitas de base activa y citaremos únicamente entre las principales: cordita inglesa; balistita y solenita italianas; la pólvora de Shwab austríaca; la shimosita japonesa. etcétera.

3ª—Pólvoras compuestas de nitrocelulosa y nitroderivados minerales y orgánicos. Estas son en número bastante grande, por lo que no es conveniente para la extensión de este tratado, ni siquiera enumerarlas.

Entre los principales compuestos que se mezclan a la nitrocelulosa para elaboración de un sinnúmero de pólvoras, tenemos:

Nitroglicerina antes mencionada, trinitrotolueno, trinitrofenol y nitrato de diazobenceno, los cuales describiré desde el punto de vista químico, así como los fulminatos de mercurio, de plata, que son los más importantes y que sirven para iniciar la combustión de las pólvoras en los cebos y cargas auxiliares.

Nitroglicerina

$C^3H^5O^3(NO^2)^3$; P. M. 227.079.

Sinonimias: trinitropropanotriol, glonoína, éter gliceronítrico, aceite explosivo de Nóbel, trinitrina.

HISTORIA.—Descubierta en París por Sobrero a mediados del siglo pasado, no se obtuvo industrialmente ni fué aplicada como explosivo, hasta 1862 por el químico sueco Alfredo Nóbel, quien inventó la dinamita.

Obtención: Procedimiento de Montmy y Faucher. Consiste en obtener primeramente ácido sulfoglicérico, el cual es nitrificado por una mezcla sulfonítrica.

Preparación del ácido sulfoglicérico:

En esta preparación se efectúa la reacción de la ecuación:

$$\underset{92}{C^3H^5(OH)^3} + \underset{3\times98=294}{3H^2(SO^4)} \rightarrow \underset{54}{3H^2O} + \underset{332}{C^3H^5(SO^4H)^3}$$

Se coloca la glicerina en un recipiente de vidrio o de gres enfriado, y se vierte por pequeñas porciones y agitando el ácido sulfúrico de densidad 1.84.

Preparación de la mezcla sulfonítrica:

En esta mezcla entran tres moléculas gramo de ácido nítrico que equivalen a $63\times3=189$, que con el agua de hidratación que tiene puede llegar a 193, que enfriados son adicionados de cerca de dos moléculas de ácido sulfúrico ($98 \times 2 = 196$) 193 grs. de ácido sulfúrico concentrado, el ácido es agregado al ácido nítrico por pequeñas porciones y agitando, para evitar elevación de temperatura.

El ácido nítrico que se emplea para esta mezcla debe ser desprovisto de vapores nitrosos y de una densidad entre 1.42 y 1.50.

Preparación de la nitroglicerina:

Sobre la mezcla sulfonítrica fría, se agrega el ácido sulfoglicérico en pequeñas porciones y agitando, teniendo cuidado de que la temperatura no suba de 30° C, temperatura a la cual se descompone la nitroglicerina a veces con explosión. Se efectúa la reacción de la ecuación:

$$\underset{3\times63=189}{3H(NO^3)} + \underset{2\times98=196}{2H^2(SO^4)} + \underset{3\times18=54}{3H^2O} + \underset{322}{C^3H^5(SO^4H)^3} \rightarrow$$

$$\underset{227}{C^3H^5(NO^3)^3} + \underset{5\times98=490}{5H^2(SO^4)} + \underset{3\times18=54}{3H^2O}$$

Se decanta el líquido claro que sobrenada, que es la nitroglicerina y se vierte en medio litro de agua destilada, se agita, se decanta nuevamente, y se prosigue el lavado hasta que tenga reacción neutra al tornasol. Por último, se lava con solución diluída 2.5% de bicarbonato de sodio y se filtra por un filtro de esponja.

La ventaja de formar antes el ácido sulfoglicérico, es que trabajando despacio, no hay necesidad de enfriamiento con hielo como se necesita en los otros procedimientos, pues aquí se han repartido las temperaturas que se pueden desarrollar, y es suficiente el enfriamiento con agua.

Las operaciones industriales para la fabricación de la nitroglicerina, son: 1ª, formación de las mezclas ácidas; 2ª, nitrificación; 3ª, separación; 4ª, lavado y 5ª, filtración.

Propiedades: Líquido aceitoso, de olor débil. De densidad 1.6. Punto de solidificación —20° C, se funde a 11° C, y empieza a cristalizar a 8° C. Sabor

dulce y venenosa. Poco soluble en el agua uno para 800, soluble en los disolventes orgánicos; alcohol, éter, cloroformo. Disuelve las nitrocelulosas dando dinamitas gomosas. Cuando es pura es bastante estable, manteniéndose sin dar señas de descomposición por espacio de 8 a 10 años; pero si contiene la menor cantidad de ácido libre, se descompone, manifestándose tal cualidad por la presencia de una mancha verdosa en los compuestos gelatinosos o un anillo de igual color sobre la superficie si se encuentra en estado líquido. La nitroglicerina debe conservarse debajo de agua, en lugar fresco y al abrigo de la luz. El choque, la elevación brusca de temperatura (a unos 152° C) y los rayos del sol, determinan su explosión, desarrollando una considerable cantidad de gases y elevación de temperatura, que producen presiones enormes si se halla en vasos cerrados o comprimida. Su fórmula de descomposición al detonar es:

$$C^3H^5(NO^3)^3 \rightarrow CO^2 + 25H^2O + 15N^2 + 0.250^2$$

Calentándola con lentitud se evapora, y a la temperatura de 100° C, desprende vapores nitrosos.

Los valores de sus características correspondientes a esta fórmula, son:

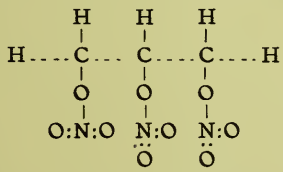
Volumen de los gases a O°: V=712 litros.
Covolumen: 0.712 litros.
Calor desarrollado, C=1.470 calorías.
Potencial: Tm=624.750 kilogrametros.
Temperatura de explosión: t=3,159° C.
Fuerza específica: P=9,246 kilogramos.

Un gramo de nitroglicerina produce al hacer explosión, 6500 c.c. de productos gaseosos.

Las dinamitas son explosivos a base de nitroglicerina, la que es absorbida por substancias porosas inertes (dinamitas de base inactiva), o substancias porosas activas (dinamitas de base activa); cuando los cartuchos de dinamita están sometidos a enfriamiento, la nitroglicerina se congela y entonces es peligroso su manejo, por la fácil explosión; esto se evita agregándole 5 ó 10% de trinitrotolueno, con lo cual se hace difícil su congelación.

La nitroglicerina puede ser absorbida por la piel y ocasionar envenenamientos, que se combaten con tazas de café caliente y amargo.

La nitroglicerina, al contacto con un cuerpo en ignición arde con llama amarilla, si es en pequeñas cantidades, pero en grandes lo hace con explosión. Hace explosión por percusión cuando se calienta hasta 180° C, pero los mejores efectos se obtienen por medio del fulminato de mercurio. En la ecuación de descomposición se ve que este explosivo contiene más oxígeno que el necesario para su completa oxidación. Su fórmula de constitución es:



La explosión se explica por el hecho de que los elementos de mayores afinidades (hidrógeno y oxígeno), son mantenidos aparte de la molécula y, en cambio, en los productos están directamente unidos, y la afinidad de los átomos de carbono por el oxígeno está sólo parcialmente satisfecha.

Una de las causas de explosión de la nitroglicerina no bien preparada, se supone sea la presencia de productos de menor nitrificación.

Usos: En medicina se usa su solución alcohólica al 1%, en gotas como vasodilatador (3 a 5 gotas) en la angina de pecho y en la anemia cerebral. En la industria para la preparación de las dinamitas.

Entre las dinamitas de base inactiva tenemos las que llevan como soporte de la nitroglicerina: arena, tripolí, polvo de ladrillo, carbonato de magnesio, etc., y reciben los nombres de dinamita, dinamita roja, dinamita blanca, fulgurita, respectivamente. Las dinamitas de base activa llevan: aserrín, gelatina, algodón pólvora, carbón de corcho, reciben los nombres de dualina, gelignita, cordita, dinamita negra, respectivamente.

La dualina lleva 25% de aserrín seco y 75 de nitroglicerina.

La gelatina explosiva, 7 a 9 de algodón pólvora y 93% de nitroglicerina.

La gelatina: 65 de gelatina explosiva y 35 de una mezcla de 75% de nitrato de sodio, 24 de polvo de madera y 1% de carbonato de sodio.

Cordita: 50% de nitroglicerina, 37% de algodón pólvora y 5% de vaselina.

Dinamita negra o carbodinamita: 90% de nitroglicerina y 10% de carbón de corchos.

El litrofactor: 52% de nitroglicerina, 30% de anhídrido silícico, 12% de hulla, 4% de nitrato de sodio y 2% de azufre.

La pólvora de colonia: 30 a 35% de nitroglicerina y 70 a 65 de pólvora de mina.

Trinitrotolueno

$C^6H^2CH^3(NO^2)^3$ 1, 2, 4, 6. P. M. 217. D. 1.7.

Sinonimias: trinitrotoluol, plastrotil, tolita, trinol, tritilo, tritón, trotil, trotol, trilita, (T.N.T.), alfa-trinitrotolueno.

Preparación: Siendo el tercero derivado de nitrificación del tolueno, a su preparación precede la de los dos primeros derivados nitrados; por consiguiente la elaboración se realiza en tres fases necesarias para la obtención sucesiva del monitrotolueno, dinitrotolueno y finalmente trinitrotolueno.

Primera fase: Obtención del mononitrotolueno.

Procederemos como en el caso de la preparación de la nitroglicerina, formando primero el ácido toluolsulfónico, mezclando cantidades equimoleculares de tolueno y ácido sulfúrico concentrado, vertiendo este último poco a poco y agitando para no elevar la temperatura (el tolueno está previamente enfriado).

$$\underset{82}{C^6H^5CH^3} + \underset{98}{H^2(SO^4)} \rightarrow \underset{18}{H^2O} + \underset{162}{C^6H^4CH^3(SO^3H)}$$

Este ácido frío es vertido en chorro delgado sobre la mezcla nitrosulfúrica, compuesta por 63 partes de ácido nítrico de densidad 1.5 y 140 partes de ácido sulfúrico de densidad 1.84. Se efectúa la reacción de la ecuación:

$$\underset{162}{C^6H^4CH^3(SO^3H)} + \underset{98}{H^2(SO^4)} + \underset{63}{H(NO^3)} \rightarrow$$
$$H^2O + 2H^2(SO^4) + C^6H^4CH^3(NO^2)$$

En esta operación se emplean dos horas, una hora en movimiento y otra en reposo. La temperatura debe ser inferior a 30° C. La mezcla sulfonítrica en esta operación debe contener 20% de ácido nítrico y 80 de ácido sulfúrico. La parte superior la ocupa el mononitrotolueno, que es de color anaranjado y se distingue de la mezcla al decantarlo, en que ésta es amarillo verdosa.

Preparación del dinitrotolueno: Al mononitrotolueno obtenido se le hace actuar otra mezcla nitrosulfúrica de las mismas proporciones que la anterior 63 de ácido nítrico y 140 de ácido sulfúrico y después 300 partes de una mezcla de 8% de ácido nítrico y 92 de ácido sulfúrico, a una temperatura que no pase de 42° C. Esta nitrificación dura tres horas en movimiento, permaneciendo después doce horas en reposo. Los líquidos se separan en capas, notándose el dinitrotolueno por la coloración rojiza de la capa superior. Decantando las mezclas ácidas y quedando en la nitrificadora el dinitrotolueno.

Preparación del trinitrotolueno: El dinitrotolueno obtenido se divide en dos partes iguales, agregándole a la primera parte en la nitrificadora, una mezcla nitrosulfúrica con 28% de ácido nítrico y 72% de ácido sulfúrico, se tiene en agitación 5 horas a 90 ó 95° C y se agrega la otra parte, teniéndola 7 ó 7 horas más en agitación, siempre de 90 a 95° C. Depende el tiempo de agitación del resultado que de la muestra que previamente debe llevarse al laboratorio, a fin de analizar su punto de fusión, que ha de ser 80° C, para que la operación pueda darse por terminada; entonces se deja la nitrificadora en

reposo durante una hora a fin de que el trinitrotolueno y las mezclas se dispongan en orden de densidades.

Este trinitrotolueno es separado por filtros y lavado en frío con agua. Se traslada después al triturador de piedra en el que se trocea con mazos de madera y finalmente es trasladada a un recipiente, donde se lava en caliente, fundiéndose por medio de vapor, y neutralizándose los ácidos que contenga con solución diluída de carbonato de sodio al 2%. Terminado el lavado y la neutralización, se deja solidificar la trilita. Previamente debe introducirse en su masa un garfio de hierro, que al solidificarse, el producto queda agarrado a él, sirviendo de asidero para poder elevar el bloque y trasladarlo al taller de afino. En este taller es varias veces lavado en calderas cerradas, con agua caliente, hasta que extraída el agua de lavado, determine en una solución sulfúrica de difenildiamina una coloración de menor intensidad que la que produce la misma solución sulfúrica con el nitrato de sodio. Conseguido esto y extraída el agua, se deja entrar el vapor para fundirla nuevamente y se descarga abriendo la llave inferior. Después de solidificada es secada en secadores especiales y luego sometida a la cristalización en alcohol caliente, diez veces mayor cantidad de alcohol a 95° G. L. se cristaliza y se separa el alcohol por decantación.

Se vuelve a fundir, haciéndola pasar por el colador al aparato de graneo, por cuya doble envuelta exterior circula una mezcla frigorífica, para que al caer la trilita se solidifique en pequeños granos por efecto de la baja temperatura.

Se somete al turbinado para quitar pequeñas cantidades de disolvente. Por último, se tamiza y seca

Propiedades: Sólido, cristalino, de color amarillo claro, puede obtenerse amorfo, fundido y en pasta comprimida. Alcanza en el primer caso una densidad de 1, en el segundo de 1.5 y en el tercero de 1.70, bajo la presión de 3,000 kilogramos; se adapta según la aplicación la disposición más apropiada. La trilita comprimida tiene la excelente cualidad de poder alcanzar gran densidad de carga, según su grado de compresión, así como la de su notable homogeneidad, circunstancias que en alto grado influyen en los efectos de la explosión.

Las cualidades explosivas de este cuerpo están en orden creciente, según sea su estado cristalino, fundido o comprimido; siendo la materia amorfa y comprimida la que alcanza mejores resultados.

Este cuerpo es de una estabilidad física como química perfecta, su fórmula de descomposición es:

$$C^6H^2CH^3(NO^2)^3 \rightarrow 2{,}5CO^2 + CO + 2{,}5H^2 + 1{,}5N^2$$

La falta del oxígeno necesario en la constitución química de la trilita para la completa combustión de sus elementos, hace que no conociéndose con exactitud la fórmula o la ley de su descomposición explosiva, no puedan deducirse teóricamente los valores de sus características, que sólo pueden ser determinadas experimentalmente. No sufre alteración en su contacto con el oxígeno del aire, ni con los metales; ni ofrece el menor peligro en su elaboración, manipulación y empleo.

Reúne la trilita todas las cualidades que debe caracterizar a un explosivo militar; teniendo sobre el ácido pícrico la notable ventaja de su gran seguridad por no dar lugar a compuesto alguno análogo al de los peligrosos picratos de que aquél es susceptible. Es también la trilita menos sensible al choque que la picrinita; su acción multiplicadora como ya en otro lugar hemos dicho, exige para hacerla detonar una reducida cantidad de fulminato.

La trilita es insoluble en el agua, lo que además de facilitar extraordinariamente su empleo en el seno de este líquido y en terrenos húmedos, la hace también aplicable a los torpedos.

Es soluble en el éter, alcohol y benceno.

No es venenosa y admite una compresión hasta de 3,000 kilogramos por centímetro cuadrado, en lugar de 15,000, que sólo puede someterse el ácido pícrico, lo que proporciona mayor energía a igualdad de volumen. Siendo de mayor seguridad, más económica, es susceptible de muchas aplicaciones. Al explotar no produce gases tóxicos, ni molestos para los órganos respiratorios. Facilita mucho su mezcla con otros explosivos. Mantenido sumergido en el agua por varios años no pierde su fuerza explosiva.

El calentamiento violento produce su ignición, quemándose lentamente con llama fuliginosa. El choque producido por un proyectil de fusil de 8 mm. con una velocidad de 850 metros a 20 metros de distancia, en una masa de trilita fundida, no causa en ella la menor alteración.

La fricción y trituración producidas por un serrucho de acero, no tiene influencia ninguna sobre él, así como también puede ser torneado como un pedazo de madera. La resistencia al golpe es mayor que en todos los demás explosivos conocidos (2 kilogramos le hacen descomponerse a 80 cm.) La velocidad de propagación de detonación en tubo de hierro es de 7620 metros por segundo. Como se sabe, mientras mayor es la velocidad de detonación de un explosivo rompedor, mayor será su efecto.

Se aplica como explosivo destructor para usos militares, se emplea en la confección de petardos, granadas, cebos multiplicadores y mecha instantánea.

Trinitofenol

$C^6H^2(OH)\ (NO^2)^3$ 1, 2, 4, 6. P. M. D. 1.7.

Sinonimias: amargo de Welter, ácido pícrico, picrinita, melinita, lydita, ecrasita, galacita, schimose, pertita, chilenita.

HISTORIA. — Descubierto por Welter, aplicado como explosivo por Turpin en 1886, en Francia.

Preparación: Su elaboración industrial comprende dos partes: la primera, nitración, y la segunda, afino.

Nitración.—Con el fin de evitar la violenta reacción que se efectúa entre el ácido nítrico y el fenol, se empieza tratando éste por igual peso de ácido sulfúrico concentrado a baño de maría, hasta que

tomada una gota y puesta en el agua de una masa diáfana, por haberse formado ácido fenolsulfónico, así:

$$C^6H^5OH + H^2(SO^4) \rightarrow H^2O + C^6H^4OH\ SO^3H$$

Este ácido es vertido en ácido nítrico concentrado y frío, que se dispone en recipientes de vidrio o de barro barnizados, dando lugar la reacción de la ecuación:

$$C^6H^4OHSO^3H + 3H(NO^3) \rightarrow$$
$$2H^2O + H^2(SO^4) + C^6H^2OH(NO^2)^3$$

ácido pícrico precipita.

El *afino* consiste en rápidas cristalizaciones en agua caliente, del producto obtenido, procediéndose después a un turbinado para expulsar el agua y un secado final.

Propiedades: Cristaliza por enfriamiento en agujas, resultando después de bien purificado y lavado, un cuerpo de color amarillo de oro, sumamente amargo y muy estable a la temperatura ordinaria. Punto de fusión 122° C, perdiendo su estructura cristalina y pudiendo entonces, como el azufre, amoldarse a la forma de los vasos que lo contienen. Tal disposición es muy cómoda para la carga de petardos y proyectiles explosivos, adquiriendo, además, cierta insensibilidad al choque que le hace muy manejable. Su mejor disolvente es el benceno, sigue después el alcohol y el éter, resultando poco soluble en el agua fría.

Químicamente se comporta como un ácido, ataca las substancias orgánicas de origen animal, como la seda, lana, etcétera, y da al cutis un color amarillo.

Se inflama muy difícilmente y arde al aire con llama espesa y fuliginosa. Al aumentar la temperatura de 122° se sublima o se inflama; mas si se eleva la temperatura repentinamente hasta 300° C, se inflama con explosión. Para producir la detonación con seguridad y en todas circunstancias, hay que emplear una percusión muy fuerte por medio de una cápsula de fulminato de mercurio. Si la cápsula no es bastante fuerte y si no está bien en contacto con el explosivo, se produce una explosión de segundo orden o una descomposición incompleta, que se reconoce por el humo amarillo.

La descomposición puede representarse por la ecuación siguiente:

$$4C^6H^2OH(NO^2)^3 \rightarrow 6H^2O + 22CO + 5N^2 + 2CN$$

El oxígeno, como se ve, es sólo suficiente para la oxidación parcial del carbono, produciéndose cianógeno, que es un gas venenoso. De esto se deduce que se emplee en mezclas explosivas con agentes oxidantes.

La explosión se explica por la presencia del nitrógeno que hace a la combinación inestable, por el hecho de que los elementos no están combinados en la molécula de acuerdo con sus mayores afinidades y sí lo están en los productos, resultando la producción de gran cantidad de calor y finalmente, el cambio de estado de sólido a gas.

El ácido pícrico es, relativamente, muy estable; no hay peligro de que sea atacado por la humedad en el almacenaje como otros muchos explosivos;

pero por su carácter ácido ataca a los metales y forma con ellos sales que son menos estables que el ácido.

En estado puro se ha generalizado su uso sea en forma cristalina, sea comprimido bajo fuertes presiones o fundido. Es muy difícil provocar con seguridad la explosión del ácido pícrico fundido, por lo que se le coloca generalmente entre la masa fundida y la cápsula fulminante un cebo del mismo explosivo comprimido.

Los inconvenientes del ácido pícrico son:

1º—La necesidad de aislarlo de los metales;

2º—El punto de fusión relativamente alto, exigiendo grandes precauciones en su manejo para evitar incendios;

3º—Su sabor amargo es muy molesto en todos los trabajos. El polvo fino penetra en los órganos respiratorios y produce inflamaciones en las mucosas;

4º—Los aparatos, las vigas y todos los enseres de laboratorio, deben limpiarse cuidadosamente para evitar incendios;

5º—El ácido en combinación con la madera la vuelve más inflamable.

El ácido pícrico puede decirse que ha sido desde su empleo en guerra el único explosivo rompedor, aunque con distintas denominaciones. Va siendo substituído por el trinitrotolueno, que presenta mayores ventajas.

Entre las principales fórmulas de pólvoras a base de ácido pícrico, tenemos:

Pólvora verde francesa:

Clorato de potasio	66.5 partes
Ferrocianuro de potasio	14.5 partes
Acido pícrico	19 partes

Osomita, o mejor, *emesita.*—Se disuelve ácido pícrico en ácido nítrico; y se obtiene por evaporación un cuerpo cristalizado amarillo, que se funde con una parte de nitrato de amonio y un poco de parafina. Se le puede incorporar un poco de nitrato de sodio, que le da más estabilidad al producto.

Laderita:

Acido pícrico	2 partes
Nitrato de potasio	45 partes
Azufre	15 partes
Cuero en polvo	18 partes

Pólvoras a base de picratos hay muchas, que se salen del alcance de este librito.

Nitrato de diazobenceno

$C^6H^5N^2NO^3$ P. M.

Sinonimias: nitrato de diazobencina.

Obtención: Se prepara reduciendo el nitrobenceno por el hidrógeno naciente:

$$C^6H^5\ NO^2 + 6H \rightarrow 2H^2O + C^5H^5NH^2 \text{ (anilina)}$$

Esta anilina se neutraliza con ácido nítrico para formar el nitrato de anilina, así:

$$\text{------} + H(NO^3) - C^6H^5NH^2, H(NO^3)$$

Se hace pasar vapor de ácido nitroso en un matraz que contiene nitrato de anilina humedecido y enfriado con hielo; se filtra el líquido que resulta, se agrega alcohol y éter, sepárase el nitrato de diazobenceno en forma de masa cristalina:

$$\text{-----} + H(NO^2) \rightarrow 2H^2O + C^6H^5N^2NO^3$$

Hace explosión violentamente cuando se le calienta a 90° C, así:

$$2C^6H^5N^2NO^3 \rightarrow 5H^2N + CO + 6CN + 5C$$

hidracina

por lo que ha sido propuesto para usarlo como cebo detonante.

Esta combinación es el anillo de unión entre las combinaciones nítricas y los nitratos orgánicos, a pesar de que es un verdadero nitrato; porque aquí encontramos las moléculas de nitrilo no como en aquellas conectadas directamente a un átomo de carbono sino como en los últimos por el intermedio de un átomo de oxígeno, con la modificación en este caso, sin embargo, que dos átomos de nitrógeno se interponen.

Fulminatos.—Son por su composición intermedios entre las combinaciones binarias de nitrógeno y los derivados nítricos del carbono.

Contienen oxígeno, pero sólo el suficiente para convertir el carbono en óxido. Se le considera generalmente como sales del supuesto ácido fulmínico:

$$H^2C^2N^2O^2$$

Su acción explosiva queda explicada porque los átomos de los elementos están unidos en la molécula de una manera que no está de acuerdo con sus mayores afinidades y en los gases resultantes de esa explosión sí lo están. Su fórmula de constitución, es:

$$\begin{array}{c} E\text{-}O\text{-}C:N \\ | \\ E\text{-}O\text{-}C:N \end{array}$$

en que parte de la afinidad del carbono es satisfecha por la de otro átomo de carbono y la otra parte por la del nitrógeno y sólo un cuarto de su máxima afinidad queda satisfecha por el oxígeno mientras que en el resultado:

$$C^2N^2O^2 \rightarrow E^2 + 2CO + 2N$$

la mitad del máximum de afinidad del carbono está satisfecho por el oxígeno.

Fulminato de mercurio

$Hg(OCN)^2$, $\frac{1}{2}H^2O$; P. M. 284; D.

Sinonimias: isocianato de mercurio.

Preparación: Hay que preparar primero el nitrato mercúrico, así: en un vaso de precipitados de unos 500 c. c. se colocan 6 gramos de mercurio y 50 gramos de ácido nítrico de densidad 1.42 y se deja

disolver en frío. Después que se ha disuelto todo el mercurio que se encuentra en estado de nitrato mercúrico con pequeña cantidad de mercurioso, y desprendimiento de vapores rojos de peróxido de nitrógeno, según la reacción de la ecuación:

$$3Hg + 8H(NO^3) \rightarrow$$
$$3Hg(NO^3)^2 + 4H^2O + 2NO; \quad NO + O \rightarrow NO^2$$

Una vez frío el líquido se agregan en pequeñas porciones y agitando bajo de una vitrina bien ventilada, 60 c.c. de alcohol etílico y 88° G. L., procurando enfriar para contrarrestar la elevación de temperatura, que hay que evitar que suba de 80° C, temperatura a la cual se descompone el fulminato, desprendiendo vapores nitrosos y a veces con explosión; si la temperatura quiere subir mucho se regula agregando un poco de alcohol muy diluído. Después de terminada la reacción, es decir, cuando ya no salen humos blancos de nitrato de etilo como lo demuestra la reacción de la ecuación:

$$Hg(NO^3)^2 + 4NO^2 + 5C^2H^5OH \rightarrow$$
$$Hg(CNO)^2 + 5H^2O + 4C^2H^5(NO^3)$$

Propiedades: El fulminato precipita en forma de agujas blancas, cristalinas, inodoras; por influencia de la luz se transforman en polvo amarillo y negro. Después de precipitados son recogidos en un filtro y lavados hasta reacción del agua neutra al tornasol, haciendo los lavados con agua destilada fría. El sabor es metálico y venenoso. Su preparación hay que hacerla en pequeñas cantidades, por ser peligrosa. Este cuerpo detona por el roce, por el choque, por el

contacto de un cuerpo candente, o por elevación de la temperatura arriba de 190° C. En la prepración lo mejor es evitar que la temperatura suba de 30° C. Así como después de cada adición de alcohol una agitación prolongada.

Usos: En el empleo de cápsulas fulminantes de los cartuchos metálicos, de las espoletas y de los detonadores. Al descomponerse produce: presiones máximas de 27,000 kilogramos por centímetro cuadrado, mientras que con la nitroglicerina no se obtienen presiones mayores de 176,000 kilogramos por centímetro cuadrado.

Fulminato de plata

$Ag^2(CNO)^2$ P. M.

Preparación: Se prepara lo mismo que el de mercurio, empleando la siguiente fórmula:

Plata metálica	0.65
Acido nítrico densidad	1.50-5 c.c.
Agua destilada	3 c.c.

Se disuelve la plata en el ácido nítrico diluído y se deja enfriar.

Se añaden entonces 14 c.c. de alcohol a 88° G. L. y si tarda se calienta ligeramente para iniciar la reacción.

Este fulminato es mucho más violento en su explosión que el de mercurio. Se emplea en pequeñísimas cantidades en juguetes detonantes.

59.—Gases de guerra y humos

Bujías fumígenas importantes

Con el nombre genérico de "gases asfixiantes", fueron denominados todos los compuestos químicos que, difundidos por el aire, por procedimientos varios, fueron utilizados durante la guerra mundial (1914 a 1918), por todos los beligerantes, con el fin de poner "fuera de combate" las tropas enemigas, produciendo lesiones más o menos graves e incluso la muerte.

La expresión "gases asfixiantes" no debe, sin embargo, considerarse exacta ni desde el punto de vista físico ni desde el biológico. En efecto, si exceptuamos el cloro, ninguno de estos compuestos puede considerarse como un gas en el verdadero sentido de la palabra; se trata de compuestos en su mayor parte líquidos, y algunos sólidos en estado cristalino, en condiciones normales de temperatura. En lo que se refiere a la acción biológica, deberían llamarse asfixiantes solamente aquellos gases que, suprimiendo o dificultando la función respiratoria, provocan en los atacados la muerte por asfixia; aceptado esto, pocos de entre estos compuestos merecerían el nombre de asfixiantes. Para la mayoría de ellos la acción biológica es muy compleja, incluso cuando su inspiración no produce alteraciones respiratorias, anatómicas y funcionales, capaces de producir la muerte por asfixia. Por otra parte, algunos de estos compuestos químicos presentan una acción nociva bastante característica sobre otros aparatos orgánicos, mientras las lesiones respira-

torias pasan a segundo término. Además, muchos compuestos de intensa acción irritante fueron empleados en la guerra solamente para provocar inhabilitación momentánea en el soldado, obligándolo a alejarse rápidamente, y por algún tiempo, de la línea de combate, alcanzando así el fin táctico como con cualquier otro medio capaz de producir la muerte. Sin embargo, la denominación "gases asfixiantes", continúa empleándose corrientemente, y está justificado por el hecho de que los primeros compuestos usados eran realmente gases asfixiantes (cloro, fosgeno); hoy, con el término de gas asfixiante, o gas agresivo de guerra, se indican, en general, todas aquellas substancias químicas tóxicas empleadas o capaces de ser empleadas en la guerra con un fin agresivo.

Por otra parte también los compuestos líquidos y sólidos, bien porque se volatilicen rápidamente gracias a una elevada tensión de vapor, o bien porque resultan íntimamente mezclados con el aire por la explosión de los proyectiles que los contienen, y llegando en este estado a los pulmones, pueden prácticamente considerarse entre los tóxicos gaseosos.

De los gases de guerra propiamente dichos, hay que distinguir algunas otras substancias químicas, que, por su acción nociva, son, en cierto modo, parecidos a los primeros; sin embargo, la presencia de estos tóxicos no debe ser tomada como hechos directamente agresivos, sino como un hecho fortuito, o debido a otros fines tácticos Tales son, por ejemplo, entre los primeros, los gases (gases nitrosos), que se forman por la explosión de los proyectiles

ordinarios de artillería, y los productos de la combustión incompleta de los explosivos empleados en su lanzamiento (óxido de carbono); entre los compuestos químicos empleados con un fin táctico, deben recordarse las substancias utilizadas para la formación de cortinas de humo o de nieblas (blancas o coloreadas), con el fin de enmascarar objetivos militares, eventuales blancos para las artillerías enemigas (fósforo blanco, tetracloruro de cinc o de estaño, tetracloruro de silicio, anhídrido sulfúrico, la mezcla de Berger (2) etcétera), y las de las substancias contenidas en las granadas incendiarias, aparatos lanzallamas y otros.

II Clasificación

No es cosa sencilla, y es siempre artificiosa, subdividir en grupos un número grande de compuestos químicos, cuyas propiedades de algunos similares, otras completamente diferentes, pueden interesarnos desde muchos puntos de vista. Las numerosas clasificaciones (francesas, alemanas, inglesas, americanas), propuestas, son la prueba de estas dificultades, aumentadas hoy por la multiplicidad de los productos que, después del estudio experimental, aparecen señalados como probables métodos agresivos de futura aplicación en la guerra.

Citaremos solamente algunas de las clasificaciones más corrientes y que responden más a un fin práctico, sin detenernos en aquellos que, aun basándose en criterios estrictamente científicos, como por

ejemplo, la constitución química o las propiedades físicas del compuesto, no tienen para el médico un interés de orden práctico.

La clasificación física de las substancias agresivas en sólidas, líquidas, gaseosas, está fundada en el estado de disgregación de estas substancias a la temperatura ambiente, carácter éste muy variable, por lo que no es habitualmente empleada. La clasificación más corriente se basa en la acción más evidente que un agresivo ejerce sobre el organismo animal (acción biológica) y es la siguiente:

1ª—Agresivos asfixiantes o sofocantes, propiamente dichos, que actúan preferentemente sobre las vías respiratorias y determinan lesiones pulmonares capaces de producir la asfixia (cloro, fosgeno, cloropicrina, cloroformiatos de metilo clorurados, cetonas bromadas, etcétera);

2ª—Agresivos vesicantes, que provocan en la superficie cutánea y en las mucosas, formación de vejigas más o menos extensas (sulfuro de etilo biclorurado, lewisita);

3ª—Agresivos irritantes, diferenciados en *a)* lacrimógenos (bromuro, yoduro y yoduro de bencilo; bromuro, yoduro y cloruro de xililo, acroleína, etcétera); y *b)* estornutatorios (arsinas);

4ª—Agresivos tóxicos, que actúan en breve tiempo sobre el estado general de los atacados, poniéndolos rápidamente fuera de combate (ácido cianhídrico y sus derivados). Esta clasificación —adoptada en muchas publicaciones—, se basa en la ac-

ción característica, o más aparente, que los compuestos ejercen sobre el organismo, y es, como se comprende, enteramente artificiosa. La acción biológica de los gases es, en efecto, mucho más compleja; las propiedades características de un cierto grupo son también propiedades de otros compuestos en él no incluídos, y en ciertas condiciones (grado de concentración, por ejemplo), un producto puede manifestar como acción predominante (mortal), aquella que es característica de otro grupo. Así, algunos lacrimógenos a fuerte concentración son asfixiantes, y, por otro lado, los gases propiamente llamados asfixiantes tienen casi siempre también propiedades lacrimógenas; las arsinas, que están clasificadas como simplemente irritantes y el sulfuro de etilo biclorurados, prototipo de los vesicantes, producen a menudo graves lesiones pulmonares, que constituyen la causa principal de la muerte.

Los estudios alemanes de los agresivos de combate prefieren la siguiente clasificación, fundada en el hecho de que un mismo agresivo químico actúa sobre varios órganos del mismo sujeto atacado y provoca en él efectos morbosos de diversa naturaleza. Por tanto, el mismo compuesto puede pertenecer, por su acción fisiológico-patológica, a más de un grupo.

1º — Agresivos lacrimógenos: cloroacetofenona, bromocianuro de bencilo, bromoacetona cloroacetona, bromuro de bencilo, bromuro de xililo, acroleína, etcétera;

2º—Estornutatorios: varias arsinas.

3º—Asfixiantes o sofocantes: cloro, fosgeno, cloropicrina, sulfuro de etilo biclorurado (yperita), algunas arsinas, etcétera;

4º — Vesicantes: yperita, lewisita (3 clorovinildiocloroarsina);

5º—Tóxicos del sistema nervioso: ácido cianhídrico y sus derivados;

6º—Tóxicos de la sangre: óxido de carbono, óxido de nitrógeno.

Otra clasificación que no se puede silenciar es la basada en la utilización táctica de los gases. Este agrupamiento está hecho sobre la base de las propiedades que son, en circunstancias dadas de tiempo y de lugar, utilizadas en el máximo grado, para alcanzar, en el menor tiempo posible, un concreto fin táctico, ofensivo o defensivo.

Tales criterios sobre la utilización práctica de los gases de combate deben ser conocidos por el médico, por las deducciones que pueden sacarse de presumir, en cierto modo, por lo menos, el tipo de gas que podrá ser empleado en un momento dado, y poder, por lo tanto, emplear los métodos más oportunos para el socorro de los atacados, para la protección colectiva, para el saneamiento del campo, para la defensa de la población civil, etcétera. Podemos, con Bloch, dividir los agresivos químicos en dos grupos principales: (1)

1º—Productos fugaces;

2º—Productos persistentes.

Estos últimos pueden, a su vez, diferenciarse en:

a) Productos de agresividad inmediata;

b) Productos de agresividad tardada.

El primer grupo comprende aquellos compuestos de punto de ebullición poco elevado, próximo a la temperatura ordinaria (por ejemplo, el fosgeno, punto de ebullición, 8°). Estos compuestos, por efecto de la explosión de la carga del proyectil que los contiene, son instantáneamente transformadas en vapor y difundidos en la atmósfera, en condiciones de causar inmediatamente su efecto. Por lo mismo, de su rápida difusión en el aire, pierden muy pronto el grado de concentración útil.

En el segundo grupo, están comprendidos aquellos productos de elevado punto de ebullición que, por la explosión de los proyectiles que los contienen, sólo son transformados en vapor en pequeña parte, mientras permanecen mucho tiempo en estado líquido sobre el terreno, conservando su poder agresivo. Los vapores que lentamente se desprenden de estos compuestos de escasa tensión de vapor, pueden producir sus efecto sobre el organismo, o de un modo inmediato, como el difosgeno, o pasado de un tiempo más o menos largo, como el sulfuro de etilo biclorurado; de ahí la subdivisión del grupo 2 de la clasificación. (2)

Los americanos se atienen a la siguiente clasificación:

1°—Gases irritantes pulmonares; cloro, fosgeno, palita, superpalita, cloropicrina;

2º—Estornutatorios: difenicloroarsina, etcétera;

3º — Lacrimógenos: bromuro de bencilo, bromoacetona, etcétera;

4º—Vesicantes: yperita, lewisita;

5º—Tóxicos directos del sistema nervioso: cianuros;

6º—Gases venenosos hemáticos, determinando la asfixia por falta de respiración interna: óxido de carbono.

Los ingleses, en cambio, toman para su clasificación orientaciones preferentemente militares, y distinguen:

1º—Gases de guerra no persistentes: cloro, fosgeno, difósgeno, útiles para la ofensiva;

2º—Gases persistentes, útiles para la defensa: gas mostaza o yperita;

3º—Gases irritantes: no mortíferos;

4º—Gases tóxicos.

Fueron también propuestas clasificaciones químicas de las substancias agresivas, siendo las más notables la de Lankowsky, que reúne las substancias agresivas en seis clases, según el grupo toxóforo que contienen en la molécula, y la de Engel, que se basa en la composición química de las substancias y sigue la división corriente de los compuestos orgánicos.

Humos

HISTORIA.—El humo, como agente químico de la guerra, se usó desde épocas anteriores a la Era Cristiana. El más antiguo conocimiento del uso del

humo en el arte de hacer la guerra, es en forma de cortina protectora, usada por los Israelitas en su marcha sobre Egipto.—(962 a 718 A. de J. C.)

En los combates navales de la antigüedad, algunas galeras avanzaban sobre centenarios, emitiendo nubes de humo y cuando el enemigo era cegado, avanzaba el resto de las naves, cayendo sobre el enemigo y atacándolo.

César y Pompeyo, 50 años A. de J. C., usaron nubes de humo para proteger sus ataques, tanto en el mar como en tierra.

Cuando en el siglo XI se empezó a usar la pólvora negra, el humo producido por los disparos ocultaba las maniobras de los barcos. Hasta los siglos XVIII y XIX, el humo de la pólvora negra, unas veces dificultaba y otras protegía las operaciones militares.

Durante esa época, en los combates navales, las nubes se formaban alrededor de los barcos, ayudando a efectuar los movimientos envolventes, muy en uso entonces, el advenimiento de la pólvora negra olvidó los antiguos medios de producir humo en los combates.

¿Qué es el humo? El humo consiste en una nube de partículas sólidas, ínfinitamente pequeñas suspendidas en el espacio. El humo se usa en la guerra con tres propósitos, que son:

1º—Para interrumpir el campo visual del enemigo con respecto a sus contrarios;

2º—Para producir humo tóxico, para que debido a su acción venenosa o irritante, ocasionarle bajas al enemigo;

3º—Humo de colores para señales.

Métodos de dispersión.—Existen varios métodos para producir el humo, pero solamente estudiamos dos, que son: por detonación y por vaporización.

a) Detonación.—Este método no resulta lo suficientemente satisfactorio, porque las partículas sólidas que se forman no son lo suficientemente pequeñas y rápidamente se difunden. El fósforo blanco es una excepción de esta regla, porque después de la explosión y tan pronto se pone en contacto con el aire, se inflama, produciéndose pentóxido de fósforo, cuyas partículas resultan finamente divididas, formando un excelente humo;

b) Vaporización.—Por este método el material es dispersado por la aplicación del calor, el que vaporiza el agente y al enfriarse los vapores, al ponerse en contacto con el aire, se convierten en sólidas partículas infinitamente pequeñas, formando así el humo.

Este es un caso de sublimación (conversión de sólido a vapor con reconversión a sólido sin pasar por el estado líquido). Por este método, el material es convertido en partículas tan infinitamente pequeñas, que resulta la más efectiva forma de producir humo tóxico y capaz de penetrar la careta contra gases.

Propiedades: El mejor material para humo será aquel que produzca el máximo poder obscurecedor con la menor cantidad posible, debiendo ser el humo estable y persistente. Mientras más pequeñas sean la partículas sólidas de humo, mayor será su poder obscurecedor.

Las nubes de humo tienden a disiparse, debido a la absorción de vapor de agua o por agregación y para mantenerlo es necesario constante producción del mismo. El calor tiende, también, a destruir las nubes de humo. Un día ideal para el uso del humo, será uno nublado, de baja temperatura y con un viento de 3 a 6 millas que sople en dirección hacia el enemigo.

Humo en el terreno

El humo en el terreno puede ser usado en dos formas distintas, que son: cortina y pantalla. En síntesis, los dos métodos son la misma cosa, pero en su aplicación táctica difieren considerablemente.

Método de la cortina.—Este método se emplea en larga escala y en los siguientes casos tácticos:

a) Para proteger un rápido avance y así obtener una sorpresa táctica. Esto puede verificarse colocando una cortina de humo en el frente de mayor resistencia y protegidos por el humo hacer el rápido avance.

Puede también usarse para simular un ataque sobre una parte cualquiera del frente, poniendo una cortina de humo y el enemigo suponiendo que por allí será el asalto, concentra su máximo poder de fuego sobre aquel lugar y cuando haya hecho un gran consumo de municiones y esté fatigado, hacer el asalto por otro lugar.

b) Para cubrir un movimiento envolvente. El flanco objeto del movimiento envolvente se escogerá por las condiciones del terreno y por la forma en

que las fuerzas enemigas estén distribuídas sobre él. Supóngase que el movimiento envolvente se llevará a cabo por la derecha. La cortina se colocará sobre ese flanco y se extenderá más allá de las tropas enemigas. Después de comenzado el movimiento, la cortina se irá moviendo hacia adelante y encerrando en un semicírculo el flanco en cuestión. Sobre el flanco opuesto se mantendrá intenso fuego, aprovechando que en esos momentos toda la atención del enemigo estará sobre el flanco atacado, resultando vulnerable el otro flanco;

c) En la preparación de un asalto. Se coloca una cortina en todo el frente, para hacer la concentración de las fuerzas sobre el punto de donde se iniciará el asalto. También para proteger el avance de las reservas a la línea de fuego.

Los métodos expuestos son ejemplos que pueden presentarse, pero que sobre el terreno puede efectuarse cualquier operación semejante, observando los principios anteriores.

Método de la pantalla.—Este método es de gran valor cuando se usa precediendo una ofensiva. Los puestos de observación del enemigo y los puntos de mayor resistencia o posiciones independientes, como alturas, etcétera, se inutilizan por medio de una pantalla de humo, como resultado de la cual se priva al enemigo del campo visual. La pantalla puede mantenerse a la altura deseada y con suficiente concentración, utilizando para colocarla morteros o la artillería. Este es un método económico y de positivos resultados, siempre que se utilice en operaciones locales.

Todo movimiento de avance o retirada, bajo el fuego enemigo, deberá ser protegido por medio de cortina o pantalla de humo.

Defensa.—Los principios y métodos que se usan para la ofensiva son los mismos que rigen para la defensiva o retirada.

Para cubrir una retirada, debe colocarse una cortina o pantalla con objeto de proteger los puntos de concentración y rutas de retirada. Gas persistente, en combinación con el humo, debe usarse en muchos casos.

Una fuerza pequeña, con esos medios de defensa, puede retardar largamente, la persecución de una fuerza ocho o nueve veces mayor, debido a que los grandes núcleos de hombres se mueven a través de caminos, valles, etcétera, y esos lugares pueden ser saturados o cubiertos con un gas persistente, que en forma de barrera infranqueable, detiene el avance del perseguidor.

Arma.—La selección del arma para el uso del agente químico es de gran importancia y en cada caso se elegirá la más a propósito, de acuerdo con las condiciones atmosféricas y del terreno.

Propiedades físicas de los humos

Semejanza del humo con las soluciones coloidales:

a) Difusión de las partículas del humo.—Las partículas del humo observan los movimientos de las soluciones coloidales, debido, probablemente, a las colisiones de las moléculas del medio (en este caso

el aire), con las partículas en suspensión (humos). Por virtud de esos movimientos, es que las partículas de humo, aunque gradualmente, tienden a difundirse y dispersarse. Y como es natural, las grandes partículas se difundirán más despacio que las pequeñas, no solamente por la resistencia del medio en el cual se mueven, sino también porque debido a su gran masa y a su gran inercia, en comparación con las pequeñas, un pequeño impulso sólo producirá una pequeña velocidad en su movimiento. Por lo expuesto, se comprenderá, que la circulación general de la atmósfera es un factor importantísimo en la dispersión de los humos.

b) Crecimiento de las partículas del humo. — Al igual que las partículas de las soluciones coloidales, las partículas del humo tienen la tendencia a crecer, o aumentar de tamaño, debido a varias causas y una de ellas es la cohesión o unión de las partículas al ponerse en contacto unas con otras, llevadas por las corrientes del aire. Estos efectos, también llamados de aglomeración, no son tan marcados en las partículas sólidas como en las gotas de un líquido o en partículas de substancias delicuescentes, las que se condensan unas sobre otras.

El crecimiento de las partículas por aglomeración es mucho más pronunciado en las nubes de humo de gran densidad.

Otra causa del crecimiento de las partículas de humo es por la absorción de vapor de agua del aire atmosférico. Esto es más notable, en partículas de substancias delicuescentes, como el cloruro de cinc, anhídrido fosfórico, etcétera.

Clasificación de los humos.—Los humos que son usados como agentes químicos se clasifican de acuerdo con el propósito perseguido, como: (1) humos para cortinas, que es el humo que se usa para interrumpir la visión del enemigo; (2) humos tóxicos, usados con propósitos venenosos o de acción irritante; y (3) humos de colores para señales.

Formación del humo y la humedad.—Además de ser necesario que los materiales para humo se subdividan en finísimas partículas, la experiencia a demostrado que cierta cantidad de humedad en la atmósfera es esencial para la formación de un buen humo. Esto es de mayor importancia cuando el material para el humo es un cloruro de estaño, de silicio o de titano, porque la formación de sus respectivos hidróxidos depende de la hidrolisis, lo que se efectúa cuando son apropiadamente dispersados en el aire. Pero aun en casos como el anhídrido sulfúrico, se encuentra que se produce mucho mejor humo cuando es alta la humedad de la atmósfera que cuando es baja. La excesiva humedad, como neblina, lluvia, etc., son perjudiciales, porque destruyen las partículas del humo en el aire.

Poder total obscurecedor.—El valor de un humo para cortinas depende principalmente, de su poder de obscurecer los objetos dentro o detrás de él y su valor relativo se conoce por "poder total obscurecedor" de humo. (Abreviado: P. T. O.) El poder total obscurecedor de un material para humo se define como "el volumen en pies cúbicos de nube de humo que puede ser obtenido de una libra de material".

La densidad de un humo será proporcional a la concentración del material en la nube. La densidad de una nube de humo es inversamente proporcional al grueso de una capa de humo necesaria para obscurecer un objeto dado. En la práctica, la densidad de un humo se expresa como el recíproco del espesor de un pie de una cápa de humo que obscurezca el filamento de tungsteno de una lámpara de 40 vatios.

Una nube tendrá la densidad requerida cuando un pie de una capa de ella obscurezca el filamento de la lámpara anteriormente mencionada; si la densidad de la nube es de ½, será necesario tomar dos pies de la misma para que obscurezca la lámpara de referencia.

El poder total obscurecedor de un material para humo, es proporcional al volumen de humo producido por una cantidad dada en peso del material correspondiente y también a la densidad de la nube.

Si representamos el volumen (en pies cúbicos), por V, la densidad D y el peso del material usado (en libras) por W, el poder total obscurecedor podrá calcularse de la siguiente ecuación:

$$\text{P. T. O.} = \frac{V \times D}{W}$$

Si el peso del material usado es una libra, la fórmula se convierte en: $\text{P. T. O.} = V \times D$.

Como una ilustración: una libra de fósforo blanco puede producir 4600 pies cúbicos de humo con una unidad de densidad (un pie del que obscurezca el filamento de una lámpara de 40 vatios), por lo que se dice que el peso P. T. O. del fósforo es de 4600.

Acción del humo en el terreno

a) Difusión y dispersión. — Indudablemente que una nube de humo suspendida en el terreno en un día de calma perfecta se dispersará muy despacio debido a la lenta difusión de sus partículas en el aire que la envuelve;

b) Por qué el humo se eleva sobre el terreno.— La elevación sobre el terreno de una nube de humo se debe a las corrientes ascendentes del aire. La causa principal de las corrientes ascendes de aire son debidas al calor. Las causas del calor pueden ser debidas a las reacciones químicas que se verifican al formarse el humo o que el aire se calienta por su contacto con la tierra en día de sol.

Mezcla de la bujía B. M.

Uno de los más importantes materiales para humo actualmente en uso y que es el principal componente para producir el humo de la bujía humeante, es el cloruro de cinc.

Este compuesto es un sólido, cristalino, con una densidad de 2.753, el cual se funde a los 262° C. Es extremadamente delicuescente y con la humedad que absorbe del aire forma una masa pastosa. Este compuesto no se encuentra presente en la bujía humeante, pero se forma en la reacción de los componentes de la misma.

La bujía humeante americana (Berger Mixture), fué una evolución de la bujía francesa, que contenía la mezcla Berger, llamada así por el nombre de su inventor.

MARCA I

Mezcla combustible:	Blas:	Varona:
1 cinc en polvo	35.4%	31.7%
2 tetracloruro de carbono . .	41.6%	
3 hexacloretano		37.1%
4 clorato de sodio	9.3%	23.1%
5 cloruro de amonio	5.4%	
6 carbonato de magnesio . . .	8.3%	
7 óxido de cinc		8.1%

Composición de la cabeza de fósforo:

Clorato de potasio	50%
Trisulfuro de antimonio	30%
Dextrina	20%

Composición del cebo:

Perclorato de potasio	28%
Antimonio	35%
Cinc en polvo	17%

Tamaño: un cilindro de 5¼ pulgadas de alto. El primer tamaño da una nube de 10 metros por 400, se quema en 3 minutos, la velocidad del viento no debe ser superior a 12 millas por hora ni menos de 3.

La reacción entre estas substancias es la siguiente: $3Zn+C^2Cl^6=3ZnCl^2+2C$. Como la anterior reacción indica, sus productos son cloruro de cinc y carbono libre, saliendo ambos en forma de humos.

A la anterior mezcla se le añadían 20 partes del óxido de cinc y 5 partes de kieselghur. Estos dos materiales no tomaban parte en la reacción y sólo

actuaban como absorbentes para el tetracloruro de carbono y para mantener a éste uniformemente mezclado con el cinc. Esta mezcla produce un humo gris, debido a la presencia del carbón que queda en libertad. Por esa circunstancia no se considera este humo de gran valor obscurecedor. El clorato de sodio

$$(NaClO^3)$$

fué añadido (1) con el propósito de generar suficiente calor, aumentando el vigor de la reacción principal y (2) generar anhídrido carbónico:

$$2NaClO^3 + 3C \rightarrow 2NaCl + 3CO^2$$

Siendo el último producto ($3CO^2$) un gas inerte, ayuda a facilitar la salida del humo que se ha producido por el cloruro de cinc y evita también, por dilución, la aglomeración de las partículas del humo.

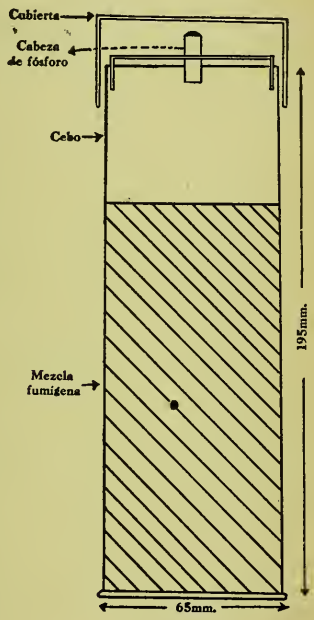


Fig. 44

El cloruro de amonio sirve para controlar la velocidad de la combustión de la bujía, manteniendo baja la temperatura. Sirve también, para producir

un gran volumen de gases en la mezcla, debido a que al calentarse se disocia en amoníaco y ácido clorhídrico.

$$(NH^4)Cl + \text{calor} \rightarrow NH^3 + HCl$$

Los dos cuerpos resultantes de esa reacción, al mezclarse con el aire, se combinan nuevamente en cloruro de amonio, formando un humo verdadero, que viene a aumentar el volumen del humo original.

El carbonato de magnesio ($MgCO^3$) es un sólido, blanco, muy ligero, usado como absorbente del tetracloruro de carbono en vez del óxido de cinc y el kieselghur de la bujía francesa. Este cuerpo al calentarse se disocia en un gas, el (CO^2) y un sólido blanco muy ligero, el MgO, aumentando el volumen de los gases generados: $MgCO^3 \rightarrow MgO + CO_2$.

El Buró de Minas encontró que el hexacloroetano ($C^2\ Cl^6$) podía sustituir satisfactoriamente el tetracloruro de carbono en la B M. mezcla. La principal ventaja de este cuerpo consiste en que es sólido a la temperatura ordinaria. Se encuentra también, que 25.5 partes de cinc y 27.5 de hexacloroetano producen un excelente humo. La única dificultad de usar este cuerpo consiste en poderlo producir a un costo razonable.

Bujía "V"

Combustibles:

Aluminio en polvo	15 partes
Cinc en polvo	100 partes
Magnesio en polvo	10 partes
Sacarosa (azúcar de caña)	100 partes

Opacificantes:

Oxido de cinc en polvo . . . . . 80 partes
Cloruro de amonio . . . . . 60 partes
Comburente:
Clorato de potasio . . . . . 180 parte

Mz. S. A.

Cebo para inflamar las proporciones antes indicadas, es suficiente 30 partes.

Siendo expresadas las partes en gramos, caben en un cilindro de hojalata de 22 cm. de alto por 6.5 cm. de diámetro.

La duración de la bujía es de 4 minutos.

Produce un humo blanco, de un poder total obscurecedor superior a la bujía B. M. y además tiene la ventaja de ser de mayor densidad, por lo que se puede usar con una velocidad de viento mayor que la indicada para la bujía B. M.

Las ecuaciones de las reacciones que tienen lugar al inflamarse la bujía, podemos representarlas así:

$$2Al + K(ClO^3) \rightarrow KCl + Al^2O^3 \left\{ \begin{array}{l} \text{produce cerca} \\ \text{de } 3000^\circ \text{ C.} \end{array} \right.$$

$$3Zn + K(ClO^3) \rightarrow KCl + 3ZnO$$

$$3Mg + K(ClO^3) \rightarrow KCl + 3MgO$$

$$3C + 2K(ClO^3) \rightarrow 2KCl + 3CO^2$$

$$\underbrace{(NH^4)Cl}_{\text{(opacificante y regulador de la reacción).}} + \text{Calor} \rightarrow H^3N + HCl$$

El ZnO con la temperatura se volatiliza y sale al principio de color amarillo, a medida que se enfría en la atmósfera toma el color blanco.

El anhídrido carbónico de la última ecuación resulta del azúcar, produciéndose además, vapor de agua por la acción del oxígeno sobre el hidrógeno del glúcido.

Con 545 gramos de substancia en cada bujía, volumen del cilindro 650 c.c.

	BLAS	Varona	"V" (3)
Zn	193	173	100
$K(ClO^3)$	50.5	126	180
ZnO	.....	44	80
(NH^4) Cl	29.5	.....	60
Mg (CO^3)	45		
$C\ Cl^4$	227		
$C\ Cl^6$	.....	202	
Al	.....	.....	15
Mg	.....	.....	10
Sacarosa	.....	.....	100

Duración de la combustión: 1.25".

Dirección del viento S. W.

Velocidad del viento 35 kilómetros por hora. Observatorio "La Aurora".

Día 13 de junio a las 13 h. y 40 m. de 1939.

Tomada la Fotografía a los 40 segundos la 1ª.

Esta bujía fué preparada después de muchas experiencias hechas en la Escuela Politécnica de Guatemala, las fotografías adjuntas presentan algunas demostraciones hechas con ella.

Fig. 45

Bomba incendiaria "Electrón":

Magnesio	90%
Aluminio	5%
Cinc	5%
Ortofosfato de calcio	c.s.

Bomba a base de termita:

Aluminio	20%
Magnesio	5%
Oxido férrico	75%

Desarrollada: 3000 grados C.

Humo negro

El humo negro puede producirse por la combustión incompleta de un aceite combustible (petróleo). Este humo consiste de carbono libertado, junto con más o menos materias alquitranadas y por la combustión del humo de pez. Este humo se usa por la marina de guerra. El servicio aéreo produce también humo negro por la introducción de humo de pez en el tubo de escape; se usa para simular la combustión de un aeroplano.

El humo negro puede obscurecer completamente un objeto detrás de él, si se logra producir un gran volumen de humo, pero no tiene el alto poder obscurecedor del humo blanco. Esto es debido, probablemente, a que está constituído por partículas

sólidas apagadas u obscuras que no pueden reflejar la luz y solamente pueden decrecer la visibilidad de un objeto por la absorción de los rayos de luz, mientras que las partículas del humo blanco decrecen la visibilidad en gran extensión, no solamente por la reflexión de la luz sino también dispersándola.

Algunas fórmulas de fumígenos

Bomba americana marca I:

Clorato de bario	54 partes
Aluminio en polvo	15 partes
Resina	16 partes
Barniz de asfalto	16 partes

Se inflama por una mezcla de:

Nitrato de potasio.
Hierro reducido por el hidrógeno.
Azufre o parafina.

Bomba americana marca I, estaba llena:

Kerosene mexicano	80 partes
Benceno crudo	10 partes
Sulfuro de carbono	3 partes

Granada incendiaria francesa:

Fósforo blanco	1 parte
Sulfuro de carbono	10 partes

LO QUE SE PUEDE HACER EN EL LABORATORIO

Hidrógeno

Obtención: Existen varios procedimientos de obtención del hidrógeno: partiendo del agua, se puede separar del oxígeno efectuando el análisis del agua por medio de la electricidad en el aparato llamado "voltámetro" (el agua debe de estar previamente disociada por el ácido sulfúrico, por un hidróxido o por una sal); el hidrógeno por ser en este caso electropositivo, se dirige al polo negativo, recogiéndose en el cátodo, mientras el oxígeno por ser electronegativo se recoge en el ánodo o polo positivo. En este análisis se efectúa la reacción de la ecuación:

$$H_2O \rightarrow 2H + O \quad \text{(figura 46)}$$

Partiendo de un ácido (clorhídrico o sulfúrico): como el hidrógeno en los ácidos puede ser substituído por cualquier elemento electropositivo para

formar las sales, es suficiente tratar un ácido por cinc o hierro para que la reacción se efectúe, se efectúan las reacciones de las ecuaciones:

$$\overset{+}{Zn} + \overset{+}{2H}\overset{-}{Cl} \rightarrow \overset{+}{Zn}\overset{-}{Cl_2} + \overset{+}{2H}$$

$$\overset{+}{Zn} + \overset{+}{H_2}\overset{-}{(SO_4)} \rightarrow \overset{+}{Zn}\overset{-}{(SO_4)} + \overset{+}{2H}$$

$$\overset{+}{Fe} + \overset{+}{H_2}\overset{-}{(SO_4)} \rightarrow \overset{+}{Fe}\overset{-}{(SO_4)} + \overset{+}{2H}$$

(Figuras 47 y 48.)

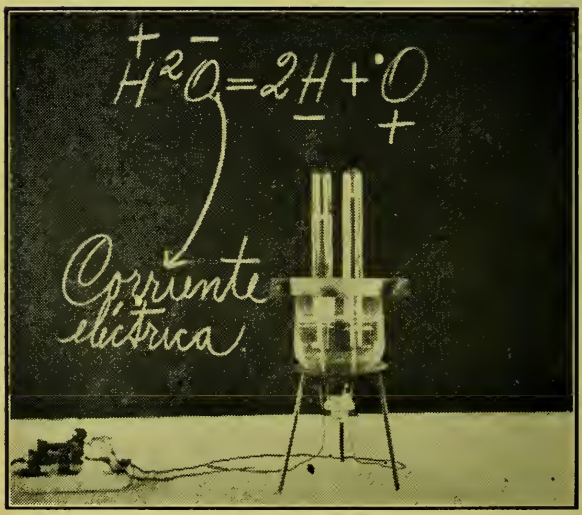


Fig. 46

Se efectúan estas reacciones en un frasco de dos bocas, en donde se coloca el cinc o hierro en granallas, con la tercera parte del frasco de agua para que la sal resultante se disuelva y no impida el

resto del ataque del elemento por el ácido. El ácido se hace llegar al fondo, decantándolo por medio de un embudo o tubo de decantación (este embudo entra por la boca del centro y el hidrógeno se desprende inmediatamente por el tubo en ángulo recto que sale de la otra boca (tubo de desprendimiento). Algunas veces cuando el ácido y el metal son químicamente puros, no se desprende con velocidad, entonces, para que la reacción se haga rápida-

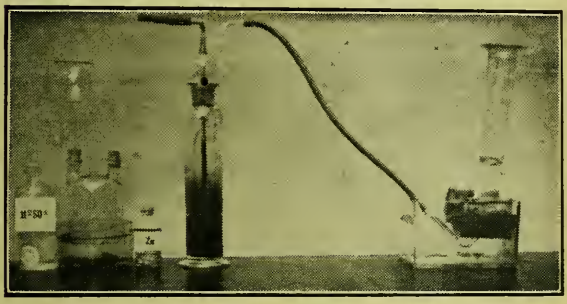


Fig. 47

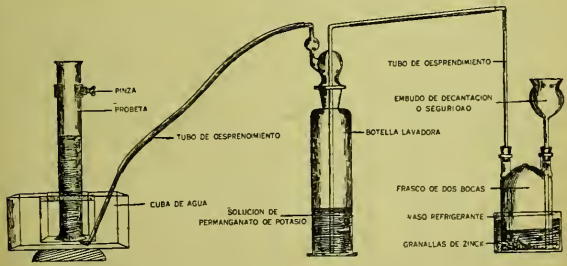


Fig. 48

mente, hay necesidad de un catalítico (solución de tetracloruro de platino o de sulfato de cobre). El hidrógeno se lava en una botella lavadora para purificarlo de las impurezas gaseosas que arrastra; esta botella tiene la tercera parte de solución de permanganato de potasio al 5% en donde barbotea el gas, y luego sale purificado para recogerse en una cuba de agua porque es insoluble en ella, o por la punta de un tubo afilado para quemarlo al contacto del oxígeno del aire.

1.—Propiedades físicas

a) Estado a la temperatura ordinaria (20° C): gaseoso;

b) Color: incoloro;

c) Olor: cuando está puro es inodoro, pero es fétido la mayor parte de las veces por las impurezas que encierra;

d) Sabor: insípido;

e) Acción fisiológica: no es respirable, pero tampoco es venenoso cuando está puro; los obreros que trabajan mucho con hidrógeno cambian de timbre de voz y algunos autores (A. Riche), dicen que la pierden;

f) Densidad: es el cuerpo menos pesado de todos; su densidad respecto al aire es de 0.0698; un litro de hidrógeno a 0° C y a 760 mm. de presión (Kritha)

pesa 0.09 gramos. Su poca densidad se demuestra de varias maneras, sea haciendo burbujas de jabón o llenando pelotas de hule, se ve en ambos casos que se elevan, porque es 14½ veces menos denso que el aire;

g) Difusibilidad: es rápidamente difusible, lo que se prueba en el aparato de Graham (figura 49), que consiste en un vaso de porcelana poroso, sin barniz, que está tapado con un corcho parafinado, en cuyo centro lleva un tubo en U; este caso poroso va introducido en una campana de vidrio abierta por la parte inferior. Si en el tubo de U se coloca un poco de agua y se hace llegar hidrógeno a la campana abierta, se ve que el agua inmediatamente sube de nivel en la rama opuesta de donde está colocado el vaso poroso; esto es porque el hidrógeno penetra mucho antes que el aire salga y entonces éste tiende a buscar salida y ejerce presión sobre el agua del tubo, venciendo la presión atmosférica. Por esta propiedad atraviesa las paredes metálicas enrojecidas y las membranas de caucho, orgánicas, etcétera. La difusibilidad en alto grado del hidrógeno no es nada más que una deducción de su poca densidad, pues es por ésta que las moléculas se encuentran bastante libres para trasladarse de un lugar a otro;

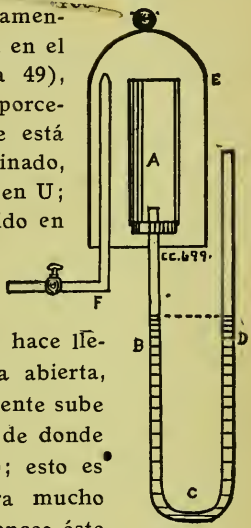


Fig. 49

h) Dilatabilidad: es fácilmente dilatable como consecuencia de ser gaseoso y poco denso; se usa en termómetros en los que se necesita una sensibilidad extrema;

i) Conductibilidad: conduce el calor siete veces más de prisa que el aire, y también es buen conductor de la electricidad. Su calor específico con relación al agua es 3.406;

j) Solubilidad: es insoluble en el agua, poco soluble en algunos hidrocarburos, aceites grasos, y en el resto de los disolventes orgánicos;

k) Oclusión: se ocluye fácilmente en el paladio al que hace aumentar de volumen (absorbiendo el paladio de 370 a 960 veces su volumen, en el musgo o esponja de platino llega a tal extremo la oclusión, que un chorro de hidrógeno sobre una esponja de platino se enciende sin necesidad de llama);

l) Punto de licuefacción: (P. L.) a + 180 atmósferas es de —250° C;

ll) Punto de solidificación: (P. S.) —257° C. Temperatura crítica a —252° C, a la presión de 13.4 atmósferas;

m) Brillo: cuando líquido, tiene semejanza al Hg color azul de acero, según unos autores, y según otros, es incoloro y transparente no conductor de la electricidad;

n) Elasticidad: como todos los gases, es muy elástico;

o) Afinidad: tiene poderosa afinidad por los elementos electronegativos, especialmente por el flúor, cloro y oxígeno. Volumen de un gramo de hidrógeno a 0° C y a 760 mm. de presión es de 11.117 iltros, o mejor dicho aproximando 11.2 litros;

p) Polimerización: el hidrógeno se polimeriza por el efluvio eléctrico a semejanza del oxígeno.

2.—Propiedades químicas

a) Electropositividad y electronegatividad relativas: es un elemento intermediario y puede funcionar con ambas electricidades; si es con un elemento electropositivo, funciona como electronegativo, y si es con un electronegativo, como electropositivo;

b) Valencia: 1.

c) Por la electricidad, corriente continua, puede separarse del agua y de algunos de sus compuestos dirigiéndose al polo negativo o al polo positivo, según el caso: descomposición o análisis;

d) Por las chispas eléctricas puede unirse a muchos elementos para formar compuestos: síntesis;

e) Cuando funciona como electropositivo en un compuesto puede ser desalojado por un elemento electropositivo y cuando funciona como electronegativo por un electronegativo efectuando la substitución;

f) Cuando obran dos compuestos en los cuales uno posea hidrógeno en forma de electropositivo y el otro oxígeno o hidróxido en forma de electronegativo, se separa el hidrógeno en forma de agua: doble substitución o metátesis;

g) Hidrolización: al disolver ciertas sales neutras en el agua, se separa el hidrógeno de ésta, dando la reacción ácida característica del hidrógeno substituíble;

h) Termoquímica: el hidrógeno, según se una o separe, absorbe o emite calor, regularizable por los principios de Berthelot;

i) Fotoquímica: algunas reacciones se miden por el poder actínico y el hidrógeno asociado al cloro es la base de algunos actinómetros químicos;

j) Electroquímica: por influencia del efluvio eléctrico el hidrógeno se transforma en su forma alotrópica Hizono, análoga al ozono por polimerización de tres átomos de hidrógeno, cuerpo que posee mayores afinidades que el hidrógeno, uniéndose directamente al azufre y al nitrógeno al sólo ponerlos en contacto;

k) Electrotermia y espectroscopicidad: si se hacen pasar fuertes descargas eléctricas en un tubo de Plucker, el gas toma un color rojo violado, y si se analiza al espectroscopio da un espectro de una línea en el anaranjado, verde, azul, violeta (dos rayas en este último);

l) Comportamiento con el hidrógeno: véase punto j;

II) Comportamiento con el oxígeno: en contacto del oxígeno arde, para producir agua según la reacción de la ecuación:

$$2H + O \rightarrow H_2O$$

cuando la reacción tiene lugar en recipientes cerrados y es en la proporción de 2 volúmenes de hidrógeno para uno de oxígeno o se acerque a esta proporción; la reacción es súbita y con detonación conociéndose la mezcla con el nombre de MEZCLA DETONANTE. Esta reacción para hacerla sin peligro es preferible hacer espuma de jabón en un mortero de porcelana fuerte y hacer llegar los dos gases para hacer bombas de ella a las que se lanza un cerillo encendido, produciéndose entonces con violencia y sin peligro la detonación y explosión. Por esto, antes de inflamar el hidrógeno, hay que cerciorarse de que no exista aire en los recipientes que lo contienen, sobre todo si son de vidrio y antes de inflamar un chorro de hidrógeno aunque se tenga seguridad de la ausencia de aire hay que cubrir el aparato con un lienzo mojado, para evitar cualquier accidente. El hidrógeno en consecuencia es combustible; lo que se prueba encendiendo un cerillo e introduciéndolo amarrado de un alambre en una probeta grande que contenga hidrógeno, se ve inmediatamente que el cerillo se apaga, pero que el hidrógeno arde en la boca de la probeta por contacto con el oxígeno del aire, con una llama azul apenas perceptible respecto a su luminosidad (porque las llamas son luminosas a medida que contengan partículas sólidas en suspensión) y el hidrógeno, como es gaseoso y también es gaseoso el producto de

su combustión (vapor de agua) no puede, por consiguiente, tener una llama luminosa. (Figura 50.) Pero la llama del hidrógeno, a pesar de no ser luminosa, tiene un alto poder calorífico (2000° C), capaz de fundir el platino; y si entonces se hace llegar a un pedazo de mármol (carbonato de calcio cristalizado) o a un pedazo de yeso (sulfato de calcio) o a cualquier producto mineral incombustible, lo vuelve incandescente en unos instantes, produciendo una luz deslumbrante, conocida con el nombre de *Luz de Drummond,* porque entonces tiene partículas sólidas en suspensión. El poder calorífico es aprovechable para altas temperaturas en el soplete oxhídrico (figuras 51 y 52).

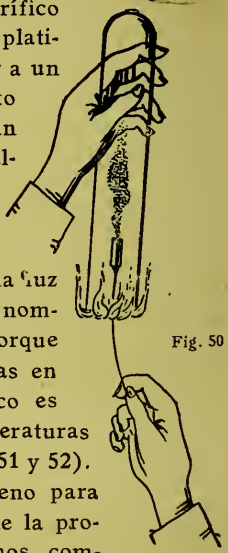


Fig. 50

Por su afinidad por el oxígeno para formar agua, el hidrógeno tiene la propiedad de extraerlo de muchos compuestos, efectuando lo que se llama reducción, y muchos óxidos, como los de plata, cobre, oro, mercurio, etcétera, se descomponen dejando al elemento electropositivo en libertad. Según la reacción de la ecuación siguiente:

$$CuO + 2H \rightarrow H_2O + Cu$$

Estas reacciones se efectúan a altas temperaturas en muchos casos y en otros a la temperatura ordinaria. También hay óxidos que sólo pasan a menor oxidación.

Fig 51

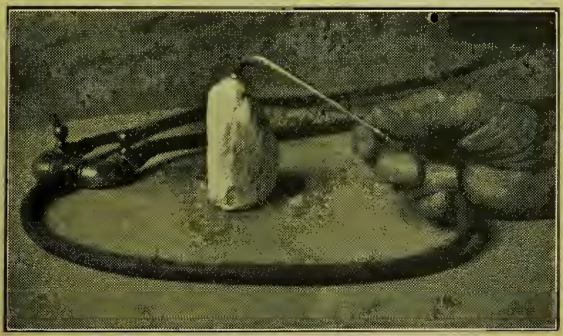


Fig. 52

Para probar que resulta agua de la combustión del hidrógeno, es suficiente secarlo por cloruro de calcio y quemarlo en una punta de platino o de un tubo de vidrio afilado, y recoger el producto de la combustión por enfriamiento bajo de una campana de vidrio inclinada, al momento se verá empañarse por la condensación del vapor y si se tiene un poco de tiempo, se ve aparecer gotas de agua por la parte inferior de la campana, las que se pueden recoger en un plato (figura 53).

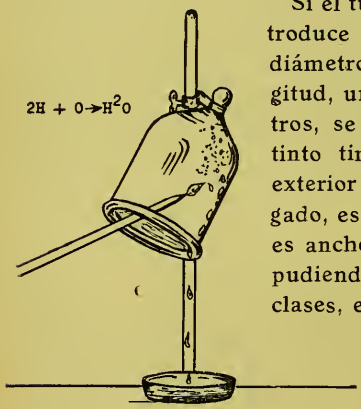


Fig. 53

Si el tubo encendido se introduce en otro de mayor diámetro y de regular longitud, unos 40 a 50 centímetros, se oye sonido, de distinto timbre según el tubo exterior; si éste es más delgado, es el sonido agudo y si es ancho el sonido es grave, pudiendo obtener distintas clases, esto es debido, según algunos autores, al calentamiento de la columna de aire por la potencia calorífica de la llama del hidrógeno; pero esto no es posible, porque el calor no produce sonido; el sonido es producido por el choque, y es más probable que sea por el choque de las partículas de agua en las paredes del tubo. El sonido que así se apercibe recibe el nombre de "armonía química" y el aparato en que se efectúa "lámpara filosófica".

En la lámpara filosófica, cuando la punta es de platino, la llama es incolora, pero su poder calorífero hace que se volatilicen ciertas sales y las cuales al estar a altas temperaturas dan a la llama diversos colores que dependen del elemento electropositivo, por lo que se usa en análisis espectral en la coloración de las llamas. Cuando el hidrógeno está impurificado con arsénico al estado de arseniuro de hidrógeno, la llama se alarga y toma un color que en caso de arsénico es de color de flor de lino, del antimonio violeta claro y del fósforo es verde. Si se cortan las llamas que contienen arsénico o antimonio con una cápsula de porcelana fría se forman espejos característicos, lo que permite usar el hidrógeno en análisis toxicológico para investigación de estos elementos;

m) Comportamiento con los elementos electropositivos (litio, sodio, potasio, calcio, etcétera). Se une con éstos directamente a alta temperatura funcionando el hidrógeno como electronegativo para dar los hidruros que, en unión del agua, desprenden en frío el hidrógeno que han tomado, resultando el hidróxido.

$$CaH_2 + 2H_2O \qquad Ca(OH)_2 + 4H$$

n) Comportamiento con los elementos electronegativos (flúor, cloro, bromo, yodo, azufre, selenio, teluro, nitrógeno, etcétera). Se une con ellos ya sea directa o indirectamente, para dar los ácidos, hidrácidos y las sales de hidrógeno, funcionando éste como electropositivo. En algunos casos hay necesidad de catalizadores para que la unión se

efectúe, pero en otros como en el caso del flúor lo hace espontáneamente y con violencia, aún hasta a la temperatura de —252° C, pero con el concurso de catalizadores como la luz, la electricidad, el hidrógeno combina con los demás elementos electronegativos.

Con el carbono lo hace por la acción del arco voltaico para dar acetileno. Es transportado en ampollas de acero donde se comprime a 150 atmósferas.

Litio

Propiedades: Los compuestos solubles de litio precipitan por las soluciones de carbonatos solubles, carbonato de litio insoluble; por los fosfatos solubles, ortofosfatos de litio insolubles sobre todo en medio amoniacal.

A la llama del Bunsen imparten color rojo de púrpura intenso; en el espectro de su llama se ven una raya rojo carmín y otra anaranjada. El color rojo púrpura de la llama del litio no es enmascarado por la presencia simultánea de sales de potasio, pero sí por las de sodio. Mirando a través de una capa delgada de solución de añil, o de vidrio de cobalto desaparece de la vista la llama del litio y permanece visible la del potasio.

Sodio

Propiedades: al enfriarlo se vuelve frágil. Por enfriamiento del cuerpo fundido cristaliza en octaedros agudos brillantes. Se quema al rojo con llama amarilla produciendo humos blancos de óxido de sodio, de olor picante. Descompone el agua fría

con vivo desprendimiento de hidrógeno y formación del hidróxido de sodio (figura 54). Cuando el anión es incoloro, los compuestos de sodio son incoloros. Cuando el anión resiste la acción del calor, casi todos los compuestos de sodio son refractarios. Todos los compuestos son solubles en el agua, a excepción del piroantimoniato doble de potasio y sodio y del acetato doble de uranio y sodio, que son insolubles. Puesto un pedazo de sodio sobre el agua, funde en forma de una bola blanca brillante, gira en todos sentidos, disminuye de volumen a medida que descompone el agua, hasta desaparecer; pero si el pedazo de sodio se fija con agua gelatinosa o con un papel filtro o secante en la superficie del agua, inflama el hidrógeno produciendo llama ama-

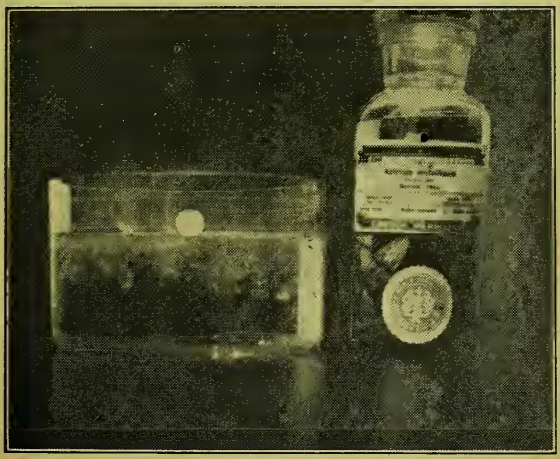


Fig. 54

rilla y al terminar la reacción, hace una pequeña explosión, saltando pequeñas partículas del elemento, las cuales son peligrosas para los ojos.

Potasio

Propiedades: El vapor de potasio es de color verde. Cristalizado en octaedros obtusos brillantes. El potasio arde con llama violeta, que vista a través de la solución de añil o del vidrio de cobalto, aparece de color rojo carmesí, aún en presencia de sodio. Al espectro presenta una banda de color rojo y otra violeta. El potasio se inflama en el agua sin necesidad de fijarlo con papel, con llama violeta (figura 55).

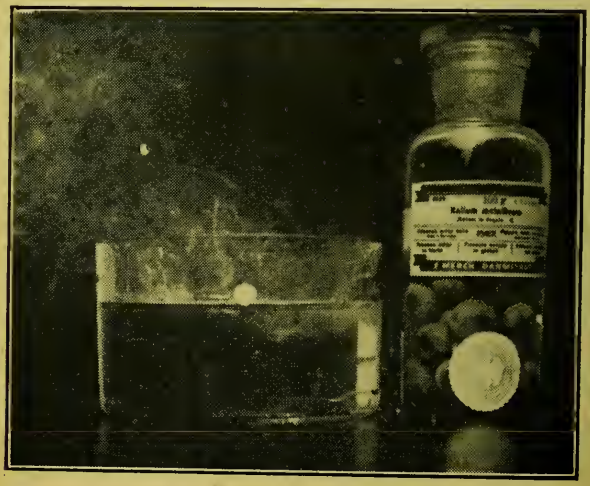


Fig. 55

Amonio

Solamente en el laboratorio se puede obtener su amalgama, sea por electrólisis de una solución de una sal soluble de amonio, colocando en el cátodo mercurio, el cual aumenta de volumen considerablemente, dando el aspecto de una espoja (figura 56);

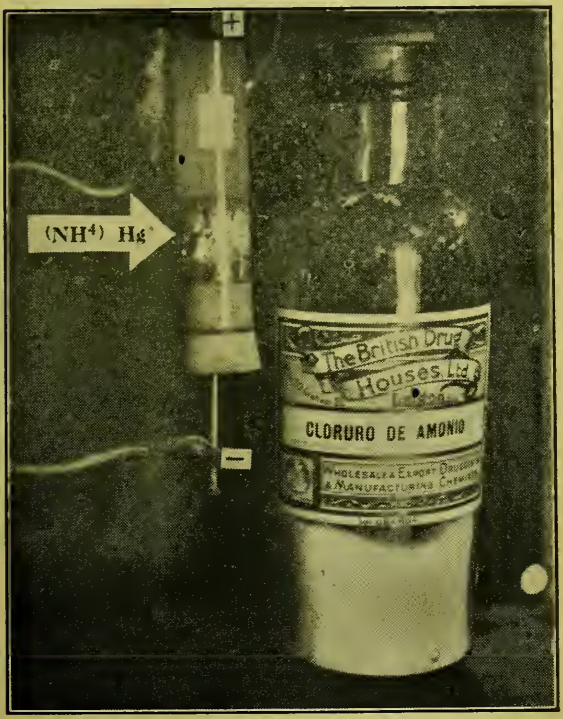


Fig. 56

o haciendo una amalgama de sodio y vertiéndole solución de una sal de amonio, se forma la sal de sodio correspondiente y la respectiva amalgama de amonio, con los caracteres antes mencionados. La amalgama de amonio es inestable, descomponiéndose en amoníaco e hidrógeno. Todos los compuestos de amonio en contacto con los hidróxidos, desprenden amoníaco, de olor característico y de reacción alcalina.

Carbonato de sodio

Propiedades: Cristaliza de sus soluciones a la temperatura ordinaria en grandes prismas monoclínicos, transparentes, inodoros, sabor cáustico, de densidad 1.14 a 16° C. Expuestos al aire los cristales se eflorescen (ceden su agua de cristalización al aire y se convierten en polvo blanco), perdiendo aproximadamente la mitad de su peso.

Calentando los cristales, funden a 34° C, en su agua de cristalización formando un líquido incoloro; si se continúa la calefacción se separa un polvo blanco (sal cristalizada con una molécula de agua). A 100° C, el carbonato de sodio se deshidrata por completo, sin embargo, la sal deshidratada, cuando se deja al aire húmedo absorbe otra vez agua lentamente. De las disoluciones saturadas cristaliza el carbonato de sodio de 30 a 50° C, en cristales rómbicos con siete moléculas de agua.

El carbonato de sodio cristalizado se disuelve fácilmente en agua y presenta su máximo de solubilidad un poco por encima del punto de fusión de la sal (38° C). Cien partes de agua a 20° C, disuelven 92.82 de sal.

La solución acuosa tiene fuerte reacción alcalina por estar muy hidrolizada. La sal anhidra, funde a 853° C y cuando se mantiene mucho tiempo en fusión pierde un poco de anhídrido carbónico.

Carbonato ácido de sodio

Propiedades: Las tablas monoclínicas generalmente están unidas en costras. De densidad 2.22 a 16° C, bicarbonato de sodio cristalizado es estable al aire, blanco, inodoro, de sabor suave, débilmente alcalino. La sal pura no altera la tintura de cúrcuma, pero azulea el papel rojo de tornasol cuando está en solución, y da color verde al jugo de las violetas. La fenolftaleína no colorea la disolución saturada a 0° C de carbonato ácido de sodio puro, mientras que colorea en rojo la solución acuosa muy diluída preparada con agua con hielo, en que la sal se encuentra hidrolizada; no obstante, si se añade a esta solución más carbonato ácido de sodio puro, desaparece nuevamente el color rojo; lo mismo ocurre añadiendo cloruro de sodio puro.

Al aire húmedo se alteran los cristales de carbonato ácido de sodio volviéndose opacos y adquiriendo a consecuencia de la formación de sesquicarbonato de sodio, de reacción alcalina fuerte. La sal pul-

verizada se transforma poco a poco en sesquicarbonato de sodio, sobre todo expuesta al aire en capa delgada.

Por la sola solución en el agua, el carbonato ácido de sodio pierde parte de su anhídrido carbónico, especialmente si se agita con violencia la mezcla. Esta pérdida y la formación de sesquicarbonato de sodio, es tanto mayor cuanto más alta es la temperatura. En el agua, a la temperatura ordinaria, se disuelve en la proporción de 1 para 11.3, dando un líquido de reacción ligeramente alcalina. El agua a más de 70° C, le descompone desprendiéndose anhídrido carbónico y formándose, desde luego, sesquicarbonato de sodio (mezcla de partes iguales de carbonato ácido y carbonato neutro).

Nitrato de sodio

Propiedades: Sólido, anhidro, sus cristales a primera vista parecen cubos, isomorfos con el espato de Islandia, inalterables al aire seco, pero en la atmósfera se humedece fácilmente. Funde a 313° C, inodoro, de sabor fresco y picante, más suave que el del nitrato de potasio, soluble en su peso de agua fría. También es soluble en el alcohol, lo que le diferencia del nitrato de potasio; así también, deflagra sobre carbones encendidos con llama amarilla. Mezclado con materias oxidables; deflagra con menos intensidad que el nitrato de potasio.

Nitrato de potasio

Propiedades: Cristaliza ordinariamente en prismas exagonales, del sistema rómbico, incoloros, anhidros, y generalmente tienen caras rayadas a lo largo. Los cristales grandes son a menudo huecos y encierran aguas de cristalización. Puede también cristalizar en romboedros del sistema hexagonal. La forma hexagonal del nitrato de potasio isomorfa con el espato de Islandia, es sin embargo, poco estable, pues basta tocarla con nitro prismático o arañarla con un objeto duro para que pase de nuevo a la forma ordinaria (isomorfa con el aragonito). El nitrato de potasio tiene dimorfismo igual que el carbonato de calcio. Los cristales tienen color blanco, no delicuescentes, de sabor fresco y más picante que el del nitrato de sodio; inodoro, funde a 340° C, y a mayor temperatura se descompone, primero en nitrito y oxígeno, y por último, continuando la calefacción a mayor temperatura, deja como residuo óxido de potasio. A este fácil desprendimiento de oxígeno a temperaturas elevadas, se deben las propiedades fuertemente oxidantes del nitrato de potasio. Casi todos los elementos se oxidan echándolos en nitrato de potasio fundido, o si se funden con él, a menudo con deflagración y llama. El oro y la plata no son atacados por el nitro en fusión. Derramado sobre ascuas de carbón, deflagra con luz violenta y deja un residuo fuertemente alcalino de carbonato de potasio. También se debe a su acción fuertemente oxidante a temperaturas elevadas, su empleo en los fuegos artificiales y en la fabricación

de la pólvora negra. Soluble en cuatro partes de agua fría con absorción de calor. Insoluble en el alcohol. La solución acuosa de nitrato de potasio tiene reacción neutra. El nitrato de potasio tiene propiedades fuertemente antisépticas y por eso se usa para conservación de carnes.

Nitrato de amonio

Propiedades: Soluble fácilmente en el agua con absorción de calor. Cristales blancos, ligeramente amarillentos, inodoros, de sabor fuertemente picante.

Hiposulfito de sodio

Propiedades: Es un sólido, cristaliza en prismas monoclínicos, incoloros, solubles en el agua. Densidad 1.736 a 10° C.

A 20° C, necesita algo más de la mitad de su peso de agua para disolverse. La solución acuosa tiene débil reacción alcalina al tornasol, pero no a la fenolftaleína. Las soluciones acuosas, después de algún tiempo, se descomponen en sulfito de sodio y azufre, y en presencia del oxígeno del aire el sulfito se transforma en sulfato de sodio.

En el aire pierde el hiposulfito de sodio, desde 33° C, una parte de su agua de cristalización. A 100° C, puede deshidratarse por completo sin descomposición, la sal eflorecida.

Calentando la sal cristalizada, funde primero a 50° C, en su agua de cristalización, se vuelve después anhidra a 100° C, y se descompone finalmente a mayor temperatura, en sulfato de sodio y pentasulfuro de sodio.

Los ácidos diluídos descomponen el hiposulfito de sodio con formación de ácido thiosulfúrico, que sin embargo se descomponen en seguida con desprendimiento de anhídrido sulfuroso y precipitación de azufre.

Los ácidos bórico y arsenioso no descomponen al hiposulfito de sodio. Añadiendo a la solución de hiposulfito de sodio una pequeña cantidad de solución de arseniato de potasio, se evita más o menos la descomposición del hiposulfito por los ácidos minerales. El líquido permanece claro durante algún tiempo y no huele a anhídrido sulfuroso, sino débilmente a ácido sulfhídrico.

El cloro libre entra en combinación con el hiposulfito de sodio; a esta propiedad se debe su aplicación para la separación de las últimas porciones de cloro, de las substancias que han sido blanqueadas con cloro. Se explica por las reacciones de las ecuaciones:

$$Na_2(S_2O_3) + 8\,Cl + 5\,H_2O \rightarrow 2\,NaH(SO_4) + 8\,HCl$$

$$2Na_2(S_2O_3) + 2\,Cl \rightarrow Na_2(S_4O_6) + 2NaCl$$

tetrathionato de sodio.

El bromo produce los mismos cambios que el cloro, lo mismo que el yodo.

El cloruro de plata es muy soluble en el hiposulfito por formación de una sal doble, según la reacción de la ecuación:

$$AgCl + Na_2(S_2O_3) \rightarrow NaAg(S_2O_3) + NaCl$$

La solución de permanganato se decolora con la solución de hiposulfito. La solución de sulfato de cobre también se decolora con el hiposulfito, por formarse hiposulfito doble de cobre y sodio, por nueva adición de sulfato de cobre toma la mezcla color verde intenso y se separa después poco a poco un precipitado amarillo cristalino de hiposulfito cuproso o una combinación doble del mismo con hiposulfito de sodio.

Las sales ferrosas no ejercen acción sobre la solución de hiposulfito de sodio. Las sales férricas producen una coloración violácea por el hiposulfito férrico formado, coloración que desaparece después de algunos minutos, porque se forma por descomposición ulterior, hiposulfito ferroso y tetrathionato ferroso, incoloros.

Bicromato de potasio

Propiedades: Cristales anhidros, de color rojo hermoso, inodoros, de densidad 2.69. Soluble en diez partes de agua. Insolubles en el alcohol. La solución acuosa tiene débil reacción ácida al tor-

nasol, y tiene sabor amargo. La solución, por ebullición, toma color rojo de más intensidad. Calentado funde sin descomponerse, dando un líquido pardo oscuro, que por enfriamiento cristaliza de nuevo. Sólo a la temperatura del rojo blanco se descompone en oxígeno, óxido crómico y cromato de potasio.

Calentado con ácido sulfúrico concentrado, se convierte el bicromato en sulfato doble de cromo y de potasio, con desprendimiento de oxígeno. De la solución acuosa concentrada de bicromato de potasio, el ácido sulfúrico concentrado separa anhídrido crómico.

El ácido clorhídrico diluído en frío, actúa muy lentamente sobre el bicromato de potasio; calentando suavemente esta sal con ácido clorhídrico concentrado se forma primero clorocromato, que se separa cristalizado por enfriamiento, en prismas rojos, aplastados, que se descomponen por el agua en cloruro de potasio y anhídrido crómico. Calentando más fuertemente la mezcla, sufre una nueva descomposición con desprendimiento de cloro.

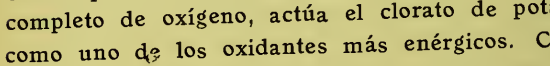
El ácido sulfhídrico reduce el bicromato de potasio con separación de azufre.

El bicromato de potasio, cuando está en polvo, es peligroso olerlo, porque produce epistaxis de graves consecuencias.

Al disolver el bicromato de potasio en ácido nítrico concentrado de densidad 1.33, se obtienen las sales potásicas correspondientes à los ácidos tricrómico y tetracrómico, respectivamente.

Clorato de potasio

Propiedades: Anhidro, inalterables al aire, brillantes, inodoras, solubles en 16 partes de agua fría y en 1.7 partes de agua caliente, poco solubles en el alcohol. Su solución acuosa tiene sabor salino fresco, ligeramente picante y reacción neutra. Funde a 334° C, y a 352° C, se descompone con desprendimiento de calor, en oxígeno, cloruro de potasio y perclorato de potasio según la ecuación:



$$2\ K(ClO_3) + \text{fuego} \rightarrow KCl + K(ClO_4) + 2\ O.$$

Elevando aún más la temperatura se descompone finalmente el perclorato. Mezclando el clorato de potasio con peróxido de manganeso u otros catalizadores, como óxido cúprico o peróxido de plomo, se desprende oxígeno entre 260° C y 270° C. El óxido férrico actúa en estas condiciones con energía, casi explosiva. Por este desprendimiento fácil y completo de oxígeno, actúa el clorato de potasio como uno de los oxidantes más enérgicos. Cada molécula de clorato de potasio al descomponerse produce tres átomos de oxígeno. El clorato de potasio al calentarlo en una asa de platino en una llama, arde con viveza produciendo una luz violeta característica de las sales de potasio. Mezclado el clorato de potasio con azufre, sulfuro de antimonio, carbón, azúcar y otros substancias combustibles, se descompone con violenta explosión sólo por frotamiento o por un pequeño golpe. Por esto hay que tener mucha precaución al mezclarlo con tales substancias para que no se inflamen al triturarlos.

Cuando hay que mezclar clorato de potasio con substancias combustibles, estas substancias se pulverizan por aparte (el clorato debe pulverizarse de preferencia humedeciendo con alcohol, en mortero bien limpio y en pequeñas cantidades); la mezcla se hace en un pliego de papel mediante una tarjeta.

El clorato de potasio desprende con ácido clorhídrico, cloro en grandes cantidades por descomposición del ácido por el efecto oxidante; además de cloro se desprenden fuertes cantidades de peróxido de cloro, y por las propiedades explosivas de este último cuerpo, al hacer la citada reacción hay que tener precaución de diluir un poco el clorato con agua. El ácido sulfúrico concentrado descompone el clorato de potasio con gran violencia y con desprendimiento de vapores pardoamarillentos de peróxido de cloro. Mezclando con cuidado clorato de potasio con doble cantidad de azúcar de caña, deflagra la mezcla con sólo agregar una gota de ácido sulfúrico concentrado, produciendo una llama muy viva. Las soluciones de nitrato de plata y de acetato de plomo actúan sobre el clorato de potasio, sólo después que se le ha transformado en cloruro por la acción del calor.

El clorato de potasio mezclado con fósforo rojo, hace explosión al menor frotamiento o golpe. Las pólvoras cloratadas son de combustión muy rápida, de difícil transporte, y de manejo muy peligroso, por lo que no se usan en guerra (cuando se necesiten, deben prepararse en el momento de usarlas).

Permanganato de potasio

Propiedades: Prismas casi negros, brillantes, inodoros, de sabor metálico desagradable, de densidad 2.71, isomorfos con el perclorato de potasio. Se disuelve en un 5% en el agua, dando un líquido de color rojo violeta intenso. La solución concentrada tiene color violeta morado y la diluída rojo puro. El poder colorante del permanganato aparece de uno para quinientos mil, aparece aún en capa de 20 centímetros de espesor, con color rojizo.

Al cabo de algún tiempo de estar guardadas las soluciones diluídas de permanganato, sufren una descomposición lenta, con separación de peróxido de manganeso. Por acción de la luz la descomposición es más rápida. El permanganato de potasio es de los oxidantes más enérgicos, cede muy fácilmente una parte de su oxígeno a las substancias oxidables. Si estas oxidaciones se realizan en solución neutra, es decir, en ausencia de óxido mineral libre, dos moléculas de permanganato producen tres átomos de oxígeno y se forma un precipitado pardo en copos (mezcla de peróxido de manganeso, potasa y agua); pero si existe una cantidad de ácido mineral suficiente para disolver el precipitado formado por la oxidación, se forma la sal manganosa correspondiente, dando en este último caso dos moléculas de permanganato cinco átomos de oxígeno.

El mercurio se oxida a la temperatura ordinaria en contacto con el permanganato, más rápidamente en caliente.

El magnesio y el aluminio no se oxidan más que muy lentamente a la ebullición. El cobre y el cinc no sufren ninguna alteración al contacto con el permanganato.

El peróxido de hidrógeno decolora las soluciones de permanganato. El ácido sulfhídrico separa todo el manganeso como hidróxido mezclado con azufre.

El fósforo, arsénico, antimonio, azufre, yodo, así como el óxido de carbono, hidrocarburos e hidrógeno libre reducen la solución de permanganato de potasio.

El fósforo, arsénico, antimonio, azufre, yodo, anhídrido arsenioso, sulfuros, yoduros, sales manganosas, etcétera, se oxidan por el permanganato de potasio.

Las materias orgánicas decoloran el permanganato, por lo que no puede filtrarse por papel una solución de permanganato de potasio.

Si a una solución diluída de permanganato de potasio, se añade lejía de potasa, se tiñe la citada solución de violeta azulado, pero poco a poco pasa el color a verde, con separación de hidróxido de manganeso y formación de manganato de potasio de color verde. Estos cambios parecen debidos a impurezas orgánicas de la potasa, pues con potasa recientemente preparada o químicamente pura, la reacción no se efectúa.

Si se hierve una solución concentrada de permanganato de potasio con lejía de potasa concentrada, se desprende oxígeno; al enfriarse se separa un polvo microcristalino verde oscuro de manganato de potasio.

Añadiendo permanganato de potasio al ácido sulfúrico o fosfórico concentrados, se obtiene una solución verde, que poco a poco desprende oxígeno ozonizado en gran cantidad. Si se diluye con agua la solución de permanganato de potasio en ácido sulfúrico concentrado, se forma sulfato manganoso e hidróxido de manganeso con desprendimiento de oxígeno. El permanganato de potasio deja en libertad el cloro del ácido clorhídrico.

Cloruro de amonio

Propiedades: En el comercio se vende en forma de tortas redondas, cóncavoconvexas, de estructura fibrosocristalina (sal amoníaco sublimada) o en forma de polvo blanco (sal amoníaco cristalizada).

El cloruro de amonio se disuelve en el agua absorbiendo calor. Poco soluble en el alcohol, insoluble en el alcohol absoluto. La solución de cloruro de amonio se descompone por calentamiento desprendiendo amoníaco y quedando con fuerte reacción ácida. La fenolftaleína no vira bien con el cloruro de amonio por lo cual no se debe usar para valoraciones de amoníaco. Al conservar largo tiempo la solución se descompone debido a la presencia de hongos que crecen en su medio. Es descompuesto por las substancias de débil reacción alcalina, formando amoníaco. El cloruro de amonio es blanco, cristalizado, de sabor fresco y picante, inodoro.

Calcio

Propiedades: Los compuestos de calcio imparten a la llama coloración anaranjada. El calcio es más duro que el plomo. El cloro a la temperatura ordinaria no ataca al calcio. Al rojo se combina el calcio con el hidrógeno para producir hidruro de calcio. El calcio funde a 810° C, y arde en el aire con llama amarillo rojiza intensa. Las sales solubles de calcio precipitan sus soluciones por carbonatos solubles, carbonato de calcio blanco insoluble; por los hidróxidos concentrados de sodio o de potasio, precipita hidróxido de calcio. Las soluciones diluídas de sales de calcio no precipitan por el ácido sulfúrico diluído más que en presencia del alcohol, diferencia de las sales de bario y de estroncio; tampoco precipita las soluciones de sales de calcio el agua de yeso (solución de sulfato de calcio). El ácido oxálico y los oxalatos solubles precipitan el calcio de las soluciones de sus compuestos, precipitación que se produce con mayor rapidez en presencia de amoníaco o de sales de amonio. Las soluciones de cromato de potasio, de dicromato y de ácido hidrofluosilícico no precipitan las sales de calcio, diferencia del estroncio y del bario.

Estroncio

Propiedades: Imparten a la llama los compuestos del estroncio coloración rojo encendida. El estroncio funde al rojo débil. El estroncio en sus compuestos se diferencia del bario en que el cromato de potasio sólo precipita el bario y no el estroncio de las soluciones diluídas.

Bario

Propiedades: Los compuestos de bario imparten a la llama color verde. El bario funde a menos de 1000° C. Hierve a 1150° C, y es volátil a la temperatura del rojo. Es más duro que el plomo. Las sales solubles de bario son venenosas. Los compuestos solubles de bario precipitan por el ácido sulfúrico o soluciones de sulfatos, sulfato de bario blanco, que es insoluble aún en los ácidos fuertes.

Oxido de magnesio

Propiedades: El óxido de magnesio que se encuentra en la naturaleza, se presenta cristalizado en octaedros regulares; el obtenido artificialmente es un polvo blanco, inodoro, insípido, suelto, apenas fusible en el soplete oxhídrico, que por calcinación prolongada se vuelve también cristalino, tomando aspecto de porcelana, de densidad 3.60. En el horno eléctrico el óxido de magnesio se funde más difícilmente que el óxido de calcio. Por enfriamiento se solidifica en una masa cristalina de densidad 3.654. El óxido de magnesio es poco soluble en el agua, dando un líquido de débil reacción alcalina. La presencia de sales (de amonio), eleva la solubilidad de un modo considerable. El óxido de magnesio es fácilmente soluble en los ácidos diluídos. Conservado al aire húmedo el óxido de magnesio, absorbe agua y anhídrido carbónico, formándose carbonato básico de magnesio.

El óxido de magnesio calcinado, no con demasiada intensidad ni demasiado tiempo, se une con el agua con débil desprendimiento de calor, dando hidróxido de magnesio; el óxido de magnesio fuertemente calcinado no se altera por el agua a la temperatura ordinaria. El óxido de magnesio preparado por calcinación de cloruro de magnesio o de nitrato de magnesio, es un producto que tiene la cualidad de endurecerse poco a poco cuando se deslíe con poca agua; la solidez de la masa endurecida es especialmente grande cuando se le conserva mucho tiempo bajo de agua (magnesia hidráulica).

Cuando este óxido es mezclado con arena y agua, forma el cemento llamado de Sorel, que adquiere mucha dureza.

Sulfato de magnesio

Propiedades: Sólido, cristaliza en columnas rómbicas o en prismas rómbicos delgados, de densidad comprendida entre 1.61 y 1.71. En la última forma se separa la sal de sus soluciones concentradas. Son cristales incoloros, de sabor salino amargo desagradable. A la temperatura ordinaria una parte de sal se disuelve en algo menos de dos partes de agua con absorción de calor. Sus soluciones tienen reacción neutra. Es casi insoluble en el alcohol. Al aire seco se eflorece el sulfato de magnesio, convirtiéndose poco a poco en la combinación con seis moléculas de agua. Esta última forma también se obtiene cuando se calienta la sal a 52° C, se presenta en forma de un polvo blanco.

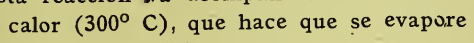
El sulfato de magnesio calentado rápidamente funde en su agua de cristalización, perdiendo luego a 100° C, aproximadamente, 5 moléculas de agua y a 120° C, 6 moléculas de agua de cristalización, convirtiéndose en una sal con una molécula de agua de cristalización. La séptima molécula de agua sólo la desprende sobre 200° C. El sulfato de magnesio cristaliza de su solución caliente, a 70° C, en el sistema monoclínico con seis moléculas de agua y a 0° C, se separa con doce moléculas de agua. El sulfato de magnesio se combina con los sulfatos alcalinos, dando sales dobles bien cristalizadas. Disolviendo sulfato de magnesio anhidro en ácido sulfúrico concentrado y caliente, se separan por enfriamiento tablas hexagonales de sulfato ácido de magnesio.

Oxido de calcio

Propiedades: Masas amorfas, blancas, infusibles aun en el soplete oxhídrico, haciéndose entonces incandescente e irradiando luz muy intensa. Sólo funde a 3000° C, en el horno eléctrico. La densidad es de 3.1 y la densidad del obtenido calcinando nitrato de calcio es de 3.25. El óxido de calcio es inodoro, pero cuando el polvo toca la pituitaria produce irritación que causa a menudo estornudos. El sabor es cáustico fuerte. Puede cristalizar en cubos o en paralelepípedos rectangulares si se le deja enfriar lentamente después de fundido.

El color del óxido de calcio cuando tiene impurezas es más o menos agrisado.

Dejado el óxido de calcio al aire, se reduce poco a poco a polvo (cal apagada), absorbiendo agua, transformándose por lo tanto, en hidróxido de calcio de aspecto pulverulento, que por fijación ulterior del anhídrido carbónico del aire se convierte en carbonato. Si se rocía el óxido del calcio con la mitad de su peso de agua, absorberá por de pronto ésta con avidez a causa de la porosidad del óxido, iniciándose inmediatamente la reacción química que recibe el nombre de extinción de la cal.



$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

Esta reacción va acompañada de desarrollo de vivo calor (300° C), que hace que se evapore una parte del agua añadida.

Si al obtener el óxido de calcio se emplean piedras calizas ricas en arcilla o en sílice, se obtiene un producto que al humedecerlo con agua calienta poco y se obtiene una pasta ligera, llamada cal magra, de tacto granuloso; esta masa después de cocida y finamente pulverizada constituye el cemento.

El óxido de calcio reacciona con el flúor, con el cloro secos a 300° C, con el azufre y con el carbón formando sulfuro y carburo de calcio, con el silicio y con el boro; a elevada temperatura oxida el potasio, magnesio, cromo, manganeso, hierro, níquel y cobalto. Hasta la temperatura de 80° C no es atacado por el ácido clorhídrico gaseoso y seco, tampoco absorbe el gas carbónico si está completamente anhidro y la transformación en carbonato comienza a los 415° C.

Cinc

Propiedades: El cinc es un cuerpo sólido inodoro, insípido, insoluble en el agua. Pulverizado pierde su brillo, tomando un color gris mate. Al fundirlo y verterlo en el agua produce granallas. De color blanco azulado, de fractura muy brillante hojoso-cristalina. Funde a 417.6° C. Al calentarlo entre 0° C, y 100° C, se dilata mucho hasta 1/32, entre 100° C, y 150° C, se vuelve maleable, pudiéndose laminar fácilmente y trabajar con el martillo. El cinc hierve a 930° C, y destila a una temperatura superior a 1000° C, fuera del contacto del aire. Calentado fuertemente en contacto del aire, arde con llama azulada blanca deslumbradora, dando óxido de cinc que flota en el aire en copos blancos poco densos (lana filosófica o flores de cinc). Al aire seco no se altera el cinc a la temperatura ordinaria; al aire húmedo se cubre de una capa delgada de óxido o de carbonato básico de cinc, que protege al elemento de ulterior oxidación. El agua no es descompuesta por el cinc a la temperatura ordinaria pero sí al rojo. El cinc es soluble en los ácidos clorhídrico o sulfúrico diluídos, desprendiendo hidrógeno y formando las correspondientes sales de cinc. El cinc químicamente puro es atacado con mucha lentitud por estos ácidos, es necesario tocar el cuerpo con un hilo de platino, agregar solución de una sal de platino o de cobre, que actúan como catalizadores. Cuando

el ácido sulfúrico está medio concentrado, puede haber reducción de éste por el hidrógeno desprendido con formación de ácido sulfhídrico. El ácido sulfúrico concentrado y caliente disuelve el cinc con desprendimiento de anhídrido sulfuroso. Con ácido nítrico el cinc reacciona produciendo en vez de hidrógeno, amoníaco y bióxido de nitrógeno que al aire se transforma en peróxido de color rojo, dejando como residuo nitrato de cinc. Las lejías de hidróxido de potasio o de sodio, disuelven el cinc, produciendo desprendimiento de hidrógeno y formando cincatos solubles. El cinc precipita la mayor parte de los elementos pesados de sus soluciones salinas, así: al cobre, plata, cadmio, mercurio, plomo, platino y arsénico; pero no precipita al hierro, cobalto, níquel y manganeso. Las sales de cinc son solubles en el agua, las sales insolubles son fácilmente descompuestas por los ácidos y los álcalis, disolviéndose en ellos. Las soluciones acuosas de sales de cinc tienen, debido a un desdoblamiento hidrolítico, reacción ácida, y sabor metálico repugnante. Las sales de cinc son eméticas y en mayores dosis venenosas.

El cinc no es separado directamente por ningún elemento, pero se efectúa la separación cuando se somete su solución a la acción de una corriente eléctrica continua. Los precipitados de los reactivos de las sales de cinc, cuando el catión es incoloro, son blancos.

Mercurio

Obtención: Los recipientes en que se enfría el mercurio reciben el nombre de aludeles.

Propiedades: A la temperatura ordinaria es un líquido blanco de plata, muy brillante, en capas delgadas es transparente de color violeta. Punto de solidificación —39.4° C; al solidificarse, se contrae en forma de una masa de color blanco de estaño, blando, maleable, que consta de octaedros regulares. El mercurio hierve a 357° C, y se convierte en vapor incoloro. A pesar de su elevado punto de ebullición, el mercurio se volatiliza a la temperatura del ambiente, por lo que es tóxico y hay que manejarlo con precaución. El mercurio es buen conductor del calor y de la electricidad. El mercurio puro no se altera al agitarlo con aire u oxígeno secos a la temperatura ordinaria, pero si contiene elementos extraños, se forma una capa pulverulenta gris de óxido mercurioso. Calentando el mercurio en contacto del oxígeno del aire, cerca de su punto de ebullición, se convierte en óxido mercúrico. Agitándole con diferentes líquidos (agua, esencia de trementina, vaselina líquida, éter), se convierte el mercurio en un polvo gris. En estado de mayor división se puede obtener el mercurio triturándole con substancias sólidas que no ejercen acción química sobre él, por ejemplo: grafito, azúcar, goma y grasa. En estado finamente dividido, ejerce el

mercurio una acción enérgica sobre el organismo, mientras que en estado ordinario puede ser ingerido sin consecuencias desagradables. En forma de polvo gris fino, se separa el mercurio de las soluciones de sus sales en frío, por el cloruro estannoso, y en caliente por muchos reductores (ácido sulfuroso, fosforoso, hipofosfitos, etcétera).

El ácido clorhídrico y sulfúrico fríos no atacan al mercurio, el sulfúrico concentrado y caliente lo disuelve, formando sulfatos de mercurio y desprendiendo anhídrido sulfuroso. El ácido nítrico diluído y frío disuelve el mercurio formando nitrato mercurioso y desprendiendo óxidos de nitrógeno, concentrado y caliente nitrato mercúrico, produciendo los mismos óxidos. El mercurio se disuelve fácilmente en el agua regia formando cloruro mercúrico (el agua regia es una mezcla de tres partes de ácido clorhídrico y una de ácido nítrico).

El mercurio se une también con el cloro, con el bromo, con el yodo y con el azufre a la temperatura ordinaria.

El mercurio se une con los elementos electropositivos formando amalgamas.

Oxido de cinc

Propiedades: El óxido de cinc natural (cincita), se presenta, lo mismo que el óxido de cinc que se deposita en cristales en las hendeduras de los hornos de cinc, en cristales hexagonales, de densidad com-

prendida entre 5.60 y 6. El obtenido por calcinación del carbonato básico de cinc, es un polvo blanco amorfo, que al calentarlo se colorea de amarillo, es infusible al soplete oxhídrico. Es inodoro, insípido, insoluble en el agua. Soluble fácilmente en los ácidos. El óxido de cinc puede reducirse con mucha dificultad por el hidrógeno, en cambio es fácilmente reducido por el carbón.

Calentado el óxido de cinc amorfo en corriente de oxígeno a temperatura muy alta pasa al estado cristalino, agrupándose en cristales hexagonales. Conservado al aire el óxido de cinc amorfo, absorbe fácilmente anhídrido carbónico. El óxido de cinc no altera el papel rojo de tornasol cuando se pone en contacto con él en estado húmedo.

El color amarillo que toma al calentar el óxido de cinc, desaparece por enfriamiento cuando la temperatura de calefacción no ha sido muy elevada.

Cloruro de cinc

Propiedades: Masa cristalina blanca, cáustica, muy delicuescente, inodora, de sabor metálico quemante. Fácilmente soluble en agua y en alcohol, sus soluciones quedan turbias debido a pequeñas cantidades de oxicloruro que quedan sin disolver, y se aclaran agregándoles un poco de ácido clorhídrico. De las soluciones muy concentradas, mezcladas con algo de ácido clorhídrico, se separa cloruro de cinc en tablas de 6 caras que tienen una molécula de agua de cristalización.

Las soluciones concentradas de cloruro de cinc gelatinizan la celulosa, que puede entonces moldearse en varias formas. Con este material se construyen vasos, bandejas, etcétera.

Aluminio

Propiedades: Sólido de color blanco de estaño, muy brillante, inodoro, insípido, maleable, tenaz, dúctil. Mientras que el aluminio a la temperatura ordinaria sólo tiene poca afinidad por el oxigeno, en estado de fusión actúa como un reductor extraordinariamente enérgico sobre la mayoría de los compuestos oxidados. Esta reducción se verifica con tanta producción de calor, que la temperatura llega hasta la del rojo blanco más vivo (más de 2500° C). En esta reacción se funda el procedimiento de soldar con termita.

El aluminio es muy buen conductor de la corriente eléctrica. El aluminio se suelda consigo mismo.

Oxido de carbono

Propiedades: Se liquida a —141° C y 36 atmósferas de presión, y se solidifica a —211° C, en una masa vítrea. El óxido de carbono líquido hierve a la presión atmosférica a —190° C. La solución de cloruro paladioso es reducida por el óxido de carbono con separación de paladio, la de cloruro áurico con separación de oro y la de ácido yódico de 60° C a 70° C, con separación de yodo. De la solución de nitrato de plata débilmente amoniacal, separa plata, lentamente en frío y más rápidamente en caliente.

Anhídrido carbónico

Preparación: Tratando carbonato de calcio por ácido clorhídrico según la reacción de la ecuación:

$Ca(CO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$ en el aparato de Kipp (figura 22).

Propiedades: A la temperatura y presión ordinarias, el anhídrido carbónico es un gas incoloro, de olor picante y sabor ligeramente ácido. Cuando está seco no actúa sobre el tornasol, pero si está húmedo, lo enrojece ligeramente.

Sometido a fuerte presión (0° C y 36 atmósferas, o a la temperatura ordinaria y 50 ó 60 atmósferas), se condensa en un líquido incoloro, muy movible, apenas miscible con el agua, de densidad 0.947. Por encima de 32° C, no se puede liquidar. Vaporizado en grandes cantidades al aire libre, el anhídrido carbónico líquido produce un enfriamiento de —79° C, solidificándose en parte en una masa fofa, parecida a la nieve, que sólo se funde nuevamente a —65° C. Practicando esta operación en la obscuridad, se observa durante ella un débil resplandor, a consecuencia de excitaciones eléctricas. El anhídrido carbónico no sirve para la respiración ni para la combustión, por lo que en él se asfixian los seres vivos y se apagan los cuerpos en combustión. Y una mezcla de 1% en el aire atmosférico, causa respiración prolongada, malestar y perturbación de las funciones del organismo. El agua a 0° C, absorbe 1¾ de su volumen y a 15° C, tan sólo un volumen. Aumentando la presión, aumenta también el poder de absorción del agua

en igual proporción dentro de ciertos límites. También el anhídrido carbónico es soluble en el alcohol absoluto, y en las lejías de potasa y de sosa, para formar con estas últimas carbonatos.

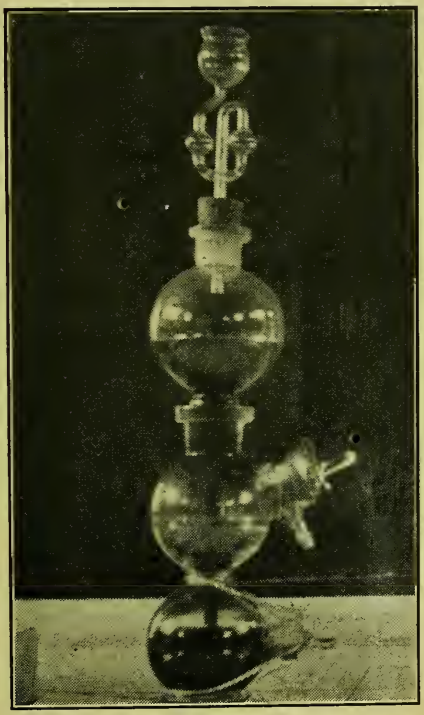


Fig. 22

El anhídrido carbónico precipita el agua de cal.

Sulfuro de carbono

Propiedades: Líquido incoloro. Cuando es puro y de reciente preparación tiene olor agradable, pero con el tiempo toma olor a coles podridas. Es poco soluble en el agua, soluble en el alcohol y en el éter. Es un compuesto endotérmico. Su vapor es muy inflamable, arde al aire con llama azul desprendiendo mucho calor y convirtiéndose en anhídridos carbónico y sulfuroso. Si se acelera la evaporación del sulfuro por medio de una corriente de aire húmedo, o por inmersión de un rollito de papel filtro, se separa un hidrato del mismo, en forma de masa parecida a la nieve, que sin embargo a —3° C se descompone nuevamente.

Los ácidos sulfúrico y nítrico concentrados, así como el permanganato de potasio, no atacan al sulfuro de carbono a la temperatura ordinaria.

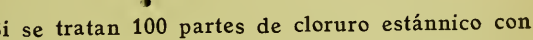
El sulfuro de carbono se une con el cloro, especialmente en presencia de yodo, dando un compuesto $CSCl_4$ percloromet ilmercaptán, líquido amarillo rojizo, de olor picante. La plata finamente dividida o el estaño y ácido clorhídrico, lo transforman en cloruro de sulfocarbonilo $CSCl_2$.

A la luz se altera, tomando color amarillo.

El sulfuro de carbono es un disolvente de muchos cuerpos: yodo, bromo, azufre, fósforo blanco, grasas, aceites, resinas. Respirado algún tiempo actúa como tóxico, lo mismo ocurre al administrarlo al interior.

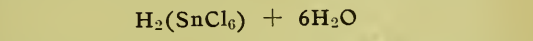
Cloruro estánnico

Propiedades: Líquido incoloro, muy humeante al aire húmedo, de densidad 2.284 a 15° C, hierve a 114° C. Se solidifica a 33° C. Mezclado con un tercio de su peso de agua se solidifica formando una masa cristalina, con cinco moléculas de agua (manteca de estaño). Además de este hidrato existen otros más con 3, 4 y 8 moléculas de agua. En contacto de mucha agua y calentando, se descompone formándose ácidos estánnicos y clorhídrico.



$$SnCl_4 + 3H_2O \rightarrow 4HCl + H_2(SnO_3)$$

Si se tratan 100 partes de cloruro estánnico con 41.64 partes de agua y se satura esta mezcla con gas clorhídrico seco, al enfriarse la masa a 0° C, se cuaja, formándose cristales hojosos, que funden a 19.2° C, de una combinación de cloruro estánnico y ácido clorhídrico con seis moléculas de agua:



$$H_2(SnCl_6) + 6H_2O$$

El cloruro estánnico se combina con los cloruros de los elementos alcalinos y alcalinoterrosos, formando sales dobles que cristalizan bien.

La pinksal es una combinación del cloruro de estaño y dos moléculas de cloruro de amonio, y cristaliza en cubos o en octaedros.

Plomo

Propiedades: Es un cuerpo sólido de color gris azulado, muy brillante, muy blando y maleable. Por esto último se le puede cortar fácilmente con cu-

chillo; deja en el papel que con él se frota, trazos de color gris y se le puede dar la forma de laminillas y de alambres delgados.

Sin embargo, su tenacidad es muy pequeña. Es inodoro e insípido. El plomo funde a 327.7° C. Calentado al rojo vivo principia a dar vapores, al rojo blanco hierve, sin que pueda por esto destilarse directamente. Al solidificarse se contrae mucho. En el aire seco y puro el plomo no se altera; en el aire húmedo pierde pronto su brillo, recubriéndose de una capa delgada de subóxido (Pb_2O). Fundido con acceso del aire se oxida, convirtiéndose primero en un polvo gris amarillento, ceniza de plomo, que es una mezcla de subóxido y de óxido, la cual se transforma completamente en litargirio si se continúa la calefacción.

El agua pura exenta de aire no ataca al plomo, pero cuando contiene aire, el plomo es disuelto. El agua de fuente produce compuestos de plomo que evitan el ataque posterior. Las aguas que contienen mucho ácido carbónico y sales (nitratos) disuelven cantidades notables de plomo de las cañerías. El ácido clorhídrico y el sulfúrico ni aun en caliente, no atacan sino debidamente al plomo en masas sólidas (planchas de plomo), porque el cloruro y el sulfato de plomo, poco solubles, que se producen, forman una capa que preserva al metal de una nueva acción del ácido.

El plomo químicamente puro es más atacado en este caso que el plomo que contiene pequeñas cantidades de otros elementos. Sin embargo, el plomo finamente dividido es transformado por estos ácidos en las sales correspondientes. El plomo es fácil-

mente soluble en ácido nítrico diluído que lo convierte en nitrato. Cuando hay acceso del aire también es disuelto el plomo por los ácidos débiles (acético), el petróleo, las grasas, aceites y esencias; éstas especialmente cuando están resinificadas, también disuelven fácilmente el plomo cuando hay acceso del aire y prolongado contacto.

El hierro y el cinc ponen en libertad al plomo de las soluciones de sus sales, en forma de laminillas brillantes y cristalinas, a menudo agrupadas a modo de ramitas (árbol de Saturno).

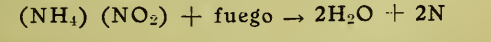
Las sales de plomo son venenosas.

Las sales de plomo solubles y neutras enrojecen al tornasol, por ejemplo, el nitrato a casua de una ligera descomposición hidrolítica. La mayoría de las sales de plomo son insolubles o poco solubles en el agua. Con la solución de yoduro de potasio precipitan amarillo lo mismo que con la solución del cromato de potasio. El ácido sulfhídrico precipita negro.

Nitrógeno

Obtención: Quitando al aire el oxígeno por medio de la combustión del fósforo blanco, el anhídrido fosfórico formado se disuelve en el agua, la cual ha subido 1/5 parte de la campana (fig. 57).

También se obtiene calentando nitrito de amonio, según la reacción de la ecuación:



$$(NH_4)\ (NO_2) + \text{fuego} \rightarrow 2H_2O + 2N$$

Propiedades: Es un gas incoloro, inodoro e insípido, incombustible, que se puede condensar a muy baja temperatura y muy fuerte presión (—145° C, y presión de 32 atmósferas), en un líquido incoloro.

El nitrógeno obtenido del aire tiene una densidad algo mayor que el obtenido químicamente a causa de pequeñas cantidades de gases raros del aire. El nitrógeno libre hierve a —196.2° C, y se congela en una masa cristalina a —210.5° C. Es poco soluble en el agua, algo más en el alcohol. En su comportamiento químico se muestra el nitrógeno como un elemento muy indiferente, que no se une a la temperatura ordinaria con ningún elemento, a la temperatura del rojo o por acción de la chispa eléctrica se une con algunos cuerpos.

El nitrógeno no puede mantener la combustión ni la respiración.

Fig. 57

Amoníaco

Obtención: Tratando el cloruro de amonio por el óxido de calcio según la reacción de la ecuación:

$$2\,(NH_4)\,Cl + CaO \rightarrow CaCl_2 + H_2O + 2H_3N$$

(Figura 58.)

Propiedades: Es un gas incoloro, fuertemente alcalino y de olor peculiar picante que excita el lagrimeo, de sabor cáustico, se condensa a —40° C, o a la temperatura ordinaria con una presión de 6 ó 7 atmósferas en un líquido incoloro, muy movible, que hierve a —33.5° C, y se congela en una masa cristalina a —75° C. un litro de gas amoníaco pesa a 0° C, y 760 mms. de presión 0.762 gramos teóricamente, en la práctica pesa sin embargo 0.775 gra-

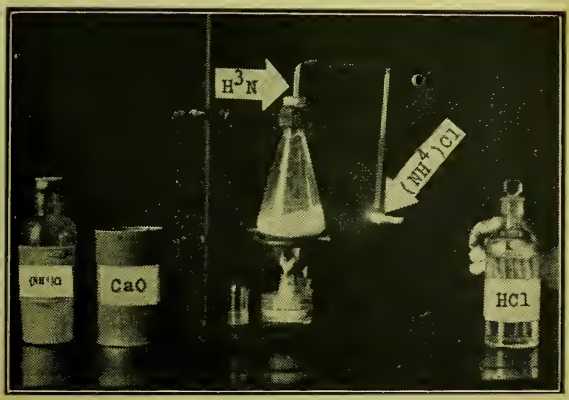


Fig. 58

mos, pues las moléculas de amoníaco ejercen entre sí una considerable fuerza de atracción. El amoníaco no se puede inflamar en el aire por medio de una llama, ni tampoco puede mantener la combustión. Por el contrario, en el gas oxígeno se quema con una llama verde amarillenta, formándose agua y quedando en libertad el nitrógeno. Al rojo, así como por la acción de la chispa eléctrica, se descompone el amoníaco en nitrógeno e hidrógeno con duplicación de su volumen.

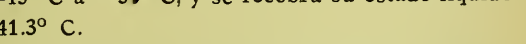
En el agua se disuelve en cantidad muy grande con desprendimiento de calor, dando un líquido que posee el olor del gas, que es fuertemente alcalino, y que se llama amoníaco líquido. Un volumen de agua a 0° C, absorbe 1148 volúmenes de amoníaco gaseoso, dando un líquido de densidad 0.87 con un 47% de amoníaco. La solubilidad disminuye con la elevación de temperatura, a 15° C, sólo disuelve 727 y a 20° C, 654 volúmenes. Por ebullición de la solución, se expulsa el amoníaco quedando al final agua pura.

Si se hace pasar una rápida corriente de aire por una solución concentrada de amoníaco, se vaporiza el amoníaco con tal rapidez que la temperatura del líquido desciende hasta el punto de congelación del mercurio (—34° C).

El frío de vaporización, que se origina al convertirse rápidamente en gas el amoníaco líquido por presión, se aplica para la obtención del hielo artificial en la heladora de Carré.

Acido nítrico

Preparación: Tratando el nitrato de sodio por el ácido sulfúrico concentrado, en una retorta; se efectúa la reacción de la ecuación:



$$Na(NO_3) + H_2(SO_4) \rightarrow NaH(SO_4) + H(NO_3)$$

(Figura 71.)

Propiedades: El ácido nítrico puro es un líquido incoloro, de olor picante, fumante al aire húmedo debido a su avidez por el agua, muy corrosivo, de densidad 1.53 a 15° C, hierve a 86° C, se solidifica de —45° C a —59° C, y se recobra su estado líquido a —41.3° C.

En la destilación y aún a la temperatura ordinaria por influencia de la luz solar, sufre una descomposición parcial en agua, oxígeno y bióxido de nitrógeno, y a consecuencia de ello adquiere un color amarillo rojizo más o menos pronunciado. Esta facilidad para descomponerse en oxígeno y compuestos del nitrógeno de menor grado de oxidación, hace que el ácido nítrico sea uno de los agentes oxidantes más enérgicos. Por ésto, si se pone en contacto de substancias fácilmente oxidables, hay una acción enérgica, con frecuencia ya en frío y más rápidamente al calentar, perdiendo el ácido una parte de su oxígeno y convirtiéndose en virtud de ella en compuestos oxidados inferiores, que se caracterizan por el desprendimiento de vapores de color rojo pardo; la cantidad de oxígeno que así cede al ácido, depende de la concentración de éste, de la naturaleza de la substancia oxidable y de la temperatura,

de tal manera que, según las condiciones, se forman los diversos óxidos de nitrógeno, amoníaco e hidroxilamina. En la acción del ácido nítrico sobre los elementos electropositivos no se desprende hidrógeno. De estos elementos electropositivos son inatacables el oro, platino, iridio, rodio y rutenio; los demás, o bien se disuelven en forma de nitratos o de óxidos insolubles (estaño, antimonio). También los elementos electronegativos así como algunos compuestos orgánicos son atacables por el ácido nítrico, siendo más o menos profundamente modificados, según su naturaleza, concentración del ácido, temperatura a la que se opera y duración de la acción. Así, ciertas materias colorantes orgánicas (añil), son destruídas y por consiguiente decoloradas por la acción oxidante del ácido nítrico; y otros compuestos, especialmente los derivados del benceno y materias albuminoideas (productos animales), toman un intenso color amarillo por formación de ácido xantoproteico. Otros compuestos son modificados perdiendo una parte de su hidrógeno en forma de agua y en su lugar se introduce el resto del ácido nítrico (NO_2) llamado grupo nitrilo, así produce combinaciones que en parte son muy explosivas.

El ácido nítrico es soluble en agua formando soluciones en todas proporciones que poseen la propiedad del ácido nítrico concentrado aunque más debilitadas. Al mezclar el ácido concentrado con el agua, se nota desprendimiento de calor y contracción de volumen, especialmente cuando una molécula

de ácido se pone en contacto con 3 de agua. Si se somete un ácido diluído a la destilación, se observan fenómenos análogos a los que ocurren en las destilaciones de las soluciones de los hidrácidos.

Cuando se destila ácido concentrado pasa primero el ácido quedando de residuo ácido diluído; si por el contrario se somete a la destilación un ácido muy diluído, al principio pasa agua casi pura y queda sin destilar un ácido más concentrado. En ambos casos resulta finalmente un ácido que hierve a 122° C, que contiene 68% de ácido nítrico y cuya densidad a 15° C es 1.414, El ácido acuoso que destila a 122° C, no es ninguna combinación definida a pesar de su punto de ebullición constante, sólo es una mezcla de dos hidratos ($HNO_3 + H_2O$) y ($HNO_3 + 2\ H_2O$), trihidrato de nitrosilo y ácido ortonítrico o pentahidrato de nitrógeno. Si se disminuye la presión, pasa un ácido más acuoso, por el contrario, destila un ácido más concentrado, si se aumenta.

El ácido nítrico es un ácido monobásico enérgico cuyas sales se llaman nitratos.

Los nitratos son fácilmente solubles en agua y hay algunos delicuescentes. Al calentarlos al rojo se descomponen; los de los metales alcalinos se convierten primero en nitrito y oxígeno y los de los alcalinotérreos y metales pesados se convierten en óxidos desprendiendo vapores rojopardos.

A temperaturas más altas obran los nitratos como oxidantes; por ejemplo deflagran en las ascuas y detonan fuertemente si se les calienta mezclados con muchos de los compuestos orgánicos, con azufre y algunos elementos.

El ácido nítrico rojo fumante, debe considerarse como una combinación de peróxido de nitrógeno con ácido nítrico y muy poca agua. Es un líquido rojo pardo, fuertemente cáustico, que ya a la temperatura ordinaria, emite abundantes vapores rojo-pardos de peróxido de nitrógeno. Por suave calefacción y haciendo pasar una corriente de aire a su través, desprende completamente el peróxido de nitrógeno, quedando ácido nítrico concentrado.

El ácido nítrico rojo fumante tiene una densidad de 1.52 a 1.525, se solidifica por enfriamiento a —41° C, en una masa rojo oscura. Si se agrega agua al ácido nítrico rojo fumante se desprenden vapores rojos y adquiere un color verde, solución de peróxido de nitrógeno y anhídrido nitroso en ácido nítrico; añadiendo mayor cantidad de agua, toma color azul puro, solución de anhídrido nitroso en ácido nítrico, para finalmente decolorarse en tanto que el anhídrido nitroso formado se descompone en su mayor parte con desprendimiento de óxido nítrico. Si, inversamente, se añade el ácido nítrico fumante poco a poco al agua, se presentan las mencionadas coloraciones en sentido inverso: incoloro, azul y finalmente verde.

Bióxido de nitrógeno

Propiedades: Gas incoloro, se liquida a —11° C, y y 104 atmósferas de presión, y se solidifica a —167° C, de densidad 1.039. Poco soluble en el agua, más soluble en el alcohol. Es un cuerpo inestable y al contacto del aire se transforma en peróxido de ni-

trógeno, por lo que no se conoce su olor y sabor. El bióxido de nitrógeno mantiene la combustión de algunas substancias como el fósforo, magnesio, etc., produciendo alta temperatura, y por el contrario no mantiene la combustión del azufre. Una mezcla de hidrógeno y bióxido de nitrógeno arde con llama blanca sin explosión. A 1690° C, se descompone por completo en nitrógeno y oxígeno, mientras que a 1200° C, permanece inalterado.

El bióxido de nitrógeno se une con las sales ferrosas dando combinaciones fácilmente descomponibles, de color negro parduzco.

El bióxido de nitrógeno no sirve para la respiración.

Peróxido de nitrógeno

Propiedades: La coloración máxima roja la adquiere a 135° C. Densidad 1.493 a 0° C. El peróxido de nitrógeno es un oxidante enérgico, varios cuerpos como el carbón, fósforo y azufre arden en él con luz muy viva, y una mezcla de sulfuro de carbono y peróxido de nitrógeno arde con llama deslumbradora rica en rayos actínicos. El peróxido de nitrógeno es muy soluble en el agua.

Fósforos

Propiedades: Fósforo blanco: masa casi incolora, o de color amarillo pálido, translúcido, de brillo céreo y olor particular desagradable (aliáceo). A baja temperatura es frágil, a la temperatura ordinaria

se parece a la cera. Funde debajo del agua a 44.3° C. A 290° C, se convierte en un vapor incoloro cuya densidad es 4.35 entre 500° C y 1000° C. La molécula de fósforo es tetratómica, pues su peso molecular con estos datos resulta ser de 124.

A pesar de su elevado punto de ebullición, el fósforo se volatiliza ya a la temperatura ordinaria, lentamente, y con bastante facilidad al destilarlo con vapor de agua.

Al aire húmedo, el fósforo emite luz en la obscuridad desprendiendo vapores venenosos de olor aliáceo. El fósforo se inflama espontáneamente al aire por el calor que produce al oxidarse, por esto se conserva bajo el agua y al abrigo de la luz porque contacto de ella se vuelve rojo.

El fósforo en oxígeno puro no produce fosforescencia a la temperatura de 20° C. Si el fósforo se calienta al aire, funde primero y se inflama después hacia los 60° C, ardiendo con luz blanca amarillenta deslumbradora y formando anhídrido fosfórico en forma de humos blancos. También puede inflamarse el fósforo por frotamiento en superficies ásperas especialmente si está finamente dividido. Para cortarlo y reducirlo a fragmentos, hay que hacerlo bajo el agua para evitar la inflamación. El fósforo es muy poco soluble en el agua, más soluble en el alcohol, en el éter, en el ácido acético, la parafina y los aceites. El benceno, la esencia de trementina y otros aceites esenciales lo disuelven, o mayor cantidad; el mejor disolvente del fósforo es el sulfuro de carbono que disuelve veinte veces su peso de fósforo, evaporando estas soluciones en

atmósfera de anhídrido carbónico, se separa el fósforo en octaedros y rombododecaedros incoloros muy refrigerantes de brillo diamantino. El manejo de las soluciones de fósforo en sulfuro de carbono quiere especial cuidado, porque por evaporación de la solución, el fósforo queda finamente dividido y se inflama espontáneamente con gran facilidad; si dejamos evaporar esta solución sobre papel filtro, éste se inflama al evaporarse el sulfuro (fuego feniano) Tanto el fósforo amarillo como el rojo, al calentarlos con agua desprenden hidrógeno fosforado.

El fósforo no se une directamente con el hidrógeno ni con el nitrogeno.

El fósforo por su fácil oxidabilidad obra como reductor enérgico, así, precipita de las soluciones de sus sales, al cobre, la plata, el oro, el mercurio y el platino. El ácido nítrico y el agua regia disuelven en caliente al fósforo formando ácidos fosfóricos. Si se calienta con álcalis cáusticos desprende fosfuro de hidrógeno gaseoso y produce hipofosfitos. El amoníaco en solución convierte al fósforo en un polvo negro a temperaturas superiores a su punto de fusión.

Fósforo rojo: Es un polvo amorfo, microcristalino (láminas hexagonales), de color rojo obscuro, inodoro e insípido, o pedazos compactos pardorrojizos, frecuentemente con brillo metálico de fractura concoidea. De densidad 2.10. Insoluble en el sulfuro

de carbono y en los demás disolventes del fósforo blanco. El fósforo rojo no es venenoso, es inalterable al aire, ni se enciende por el frote. No se funde, no se evapora, ni se inflama hasta llegar a 260° C. Calentado a temperatura más alta fuera del contacto del aire se transforma otra vez en fósforo blanco. En la conversión del fósforo ordinario en fósforo rojo hay un desprendimiento considerable de calor. El fósforo rojo contiene por esto menos energía que el blanco. Cuando el fósforo rojo se encuentra impuro por fósforo blanco, se transforma poco a poco el fósforo blanco en contacto del agua atmosférica, en ácidos fosforoso y fosfórico que humedecen el cuerpo y le dan reacción ácida fuerte.

Fósforo negro: Son romboedros brillantes, inodoros, insípidos, insolubles en el agua y en los disolventes usuales.

Anhídrido fosfórico

Propiedades: Al abrigo de la luz presenta fósforescencia verde y es muy ávido de agua.

Antimonio

Propiedades: Puede presentar como el fósforo diferentes estados alotrópicos, que todavía no están bien determinados. Hay una forma de antimonio, antimonio explosivo de muy escasa estabilidad.

También se ha observado el antimonio amorfo que se obtiene volatilizando antimonio al rojo sombra en corriente de nitrógeno. Este es en forma de polvo de color gris.

El antimonio amarillo análogo al arsénico amarillo, se obtiene descomponiendo a 90° C, el antimoniuro de hidrógeno líquido en el seno de oxígeno líquido.

El antimonio es generalmente un cuerpo sólido de color blanco brillante, inodoro, insípido, insoluble en el agua. No se altera a la temperatura ordinaria al contacto del aire, pero si se calienta y funde, arde con llama blanca verdosa, convirtiéndose en óxido, vapor de color blanco que se condensa en cristales al enfriarse. El ácido sulfúrico concentrado y caliente lo ataca convirtiéndolo en sulfato antimonioso y desprendimiento de anhídrido sulfuroso; el ácido nítrico lo ataca formando óxido y ácido antimónico; en cambio el agua regia lo transforma en cloruro antimonioso o antimónico, según el tiempo que actúa sobre él. El antimonio arde en el cloro formando cloruro antimonioso, y con el azufre, selenio y teluro produce las respectivas combinaciones.

Engendra cationes trivalentes débiles, los compuestos pentavalentes apenas tienen la propiedad de formar cationes, sino por el contrario, tienen ten-

dencia a formar aniones. El antimonio es frágil, y se le puede reducir fácilmente a polvo; funde a 632° C, al solidificarse cristaliza en romboedros.

Sulfuro de antimonio

Propiedades: El sulfuro de antimonio natural, se presenta en forma de masas de estructura radiadocristalina y de color gris de plomo, o bien en largos cristales columnares, pertenecientes al sistema rómbico y de brillo acerado. Es inodoro e insípido. El sulfuro de antimonio fundido del comercio (antimonio crudo), tiene por lo general la forma de conos truncados, por ser ésta la forma de las vasijas en que se vertió al moldearlo. Estas masas tienen exteriormente un color casi negro y en fractura presentan una estructura radiadocristalina y el color del grafito. El sulfuro negro de antimonio es inalterable al aire, frágil, y por ésto se le puede convertir fácilmente en polvo de color gris negruzco, pesado y que es muy untuoso al tacto.

Funde con mucha facilidad, y fuera del contacto del aire se le puede volatilizar. Su densidad es de 4.62. Cuando el sulfuro negro se vierte en fusión en pequeñas cantidades en agua fría y se agita, en virtud de este súbito enfriamiento, se convierte en una masa rojo amorfa, que da un polvo de color pardorrojizo, cuya densidad es de 4.2. Esta mo-

dificación pardusca no conduce la electricidad como lo hace el sulfuro negro. Conservando largo tiempo el sulfuro amorfo, se convierte por acción de la luz en sulfuro cristalizado.

Calentado el sulfuro de antimonio al contacto del aire se oxida convirtiéndose en anhídrido sulfuroso y antimoniato antimónico. El hidrógeno lo reduce en caliente a antimonio produciendo ácido sulfhídrico. El sulfuro de antimonio es insoluble en el agua, es en cambio, soluble en el ácido clorhídrico concentrado y caliente, produciendo cloruro de antimonio y ácido sulfhídrico. El ácido nítrico lo convierte en óxido de antimonio y ácido metantimónico según la concentración. El ácido sulfúrico concentrado y caliente lo transforma en sulfato de antimonio, quedando azufre en libertad y desprendiéndose anhídrido sulfuroso. El sulfuro de antimonio es soluble en las soluciones de sulfuros y sulfuros ácidos de los elementos alcalinos, con formación de sulfosales (sulfoantimoniatos). Las soluciones de polisulfuros disuelven el sulfuro de antimonio con formación de sulfoantimoniatos.

Cuando el sulfuro de antimonio es oxidado, se producen oxisulfuros, que después de solidificados, tiene aspecto de vidrio translúcido, de color acerado o rojizo, según las proporciones que tengan de óxido y de sulfuro. Estos compuestos reciben los respectivos nombres de vidrio de antimonio y azafrán de metales o cinabrio de antimonio.

Oxígeno

Obtención: Calentando clorato de potasio con peróxido de manganeso, que actúa como catalítico, se efectúa la reacción de la ecuación:

$$KClO_3 + \text{fuego} \rightarrow KCl + 3\ O$$

(Figura 59.)

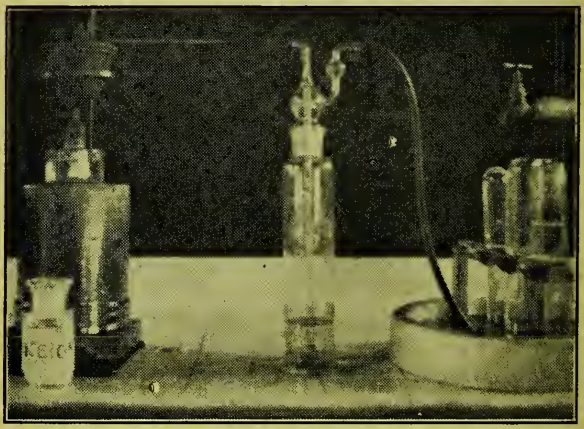


Fig 59

Propiedades: Gas incoloro, inodoro, no combustible. Por fuerte presión (320 atmósferas) y gran descenso de temperatura (—140° C), se puede convertir en un líquido fácilmente movible, transparente, de color azul claro en suficiente espesor. Un gramo de oxígeno en las condiciones normales ocupa un volumen de 699.8 c. c. Es poco soluble en el agua. El oxígeno se une con otras substancias, lo cual verifica ya en parte a la temperatura ordinaria, en

parte sólo con el concurso del calor y de otras fuentes de energía. Se une con todos los cuerpos a excepción del flúor y gases raros del aire. El hecho de unirse el oxígeno con una substancia se llama oxigenación y el producto que de ello resulta se llama óxido.

A la luz solar ejerce el oxígeno una acción oxidante parecida a la del ozono, más enérgica que en la obscuridad o a la luz del día difusa.

Las substancias que se oxigenan a la temperatura ordinaria se llaman autooxidables (por ejemplo: sodio, potasio, etcétera) y el hecho, autooxidación; ésta se acelera con frecuencia por la presencia de catalizadores que pueden formar productos intermedios ricos en oxígeno y fácilmente descomponibles.

Cuando a una substancia oxigenada se le quita todo o parte de su oxígeno, se designa tal fenómeno como desoxidación.

La unión de las substancias con el oxígeno va acompañada en muchos casos de desprendimiento de calor y de luz y se llama entonces a la misma, oxidación ígnea o combustión, y las substancias que poseen esta propiedad, combustibles.

Pocas substancias se unen con el oxígeno a la temperatura ordinaria, produciendo calor y luz (cuerpos espontáneamente inflamables: por ejemplo el fosfuro de hidrógeno líquido), la mayor parte de las mismas necesitan para encenderse que se les caliente hasta un grado determinado (temperatura de inflamación; ésta es muy diferente para los distintos cuerpos: el fósforo sólo necesita que se le caliente a 50 ó 60° C, el azufre a más de 300° C, etcétera).

Cuando una substancia está ya encendida sigue ardiendo mientras tenga la suficiente cantidad de oxígeno del aire a su disposición, mientras no descienda su temperatura por debajo de su punto de inflamación, y mientras quede aun materia no quemada. La temperatura que se produce a consecuencia de la combustión se llama temperatura de combustión, ésta es muy diferente para las distintas substancias combustibles.

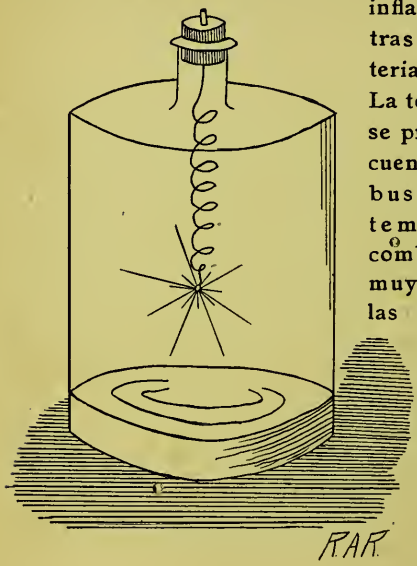


Fig. 60

En sentido más amplio puede definirse también el fenómeno de la combustión, como combinación química de dos substancias cualesquiera, acompañada de desprendimiento de calor y de luz, pues no sólo el oxígeno posee la propiedad de producir este fenómeno (combustión en sentido estricto).

Un alambre de hierro acerado y arrollado, con una yesca en ignición, introducido en un frasco con oxígeno, arde produciendo óxido ferroso férrico (figuras 60 y 61).

También arden en el oxígeno, el azufre, el fósforo, etcétera, produciendo óxidos y anhídridos.

La acción oxidante del oxígeno, se efectúa diariamente en fenómenos que nosotros observamos (respiración, putrefacción, etcétera).

Algunas substancias cuando están finamente divididas, se calientan hasta su punto de inflamación y se encienden espontáneamente. Estas substancias se llaman pirofóricas. Ejemplo de ellas lo tenemos: en el plomo, hierro reducido por el hidrógeno; el algodón, la lana (empapados en aceite), la madera o el carbón de piedra húmedo, el heno húmedo, etcétera.

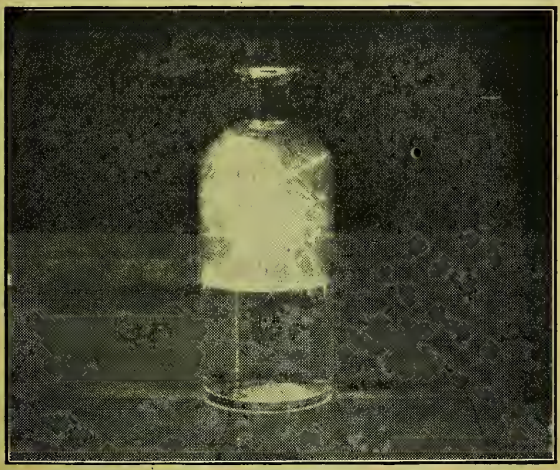


Fig. 61

Ozono

Propiedades: Gas incoloro (azul visto en gran espesor), de olor a mariscos, muy diluído produce sobre el órgano de la respiración un efecto refrescante, pero a mayor concentración si se respira largo tiempo, actúa como irritante enérgico. El ozono se diferencia del oxígeno por su acción oxidante enérgica, a causa de la cual actúa ya a la temperatura ordinaria sobre todas las substancias que se combinan con el oxígeno, y convierte a las mismas en el grado de oxidación más elevado; así, por ejemplo, el fósforo, el azufre, hidrógeno sulfurado y anhídrido sulfuroso, en anhídrido fosfórico, sulfúrico, y ácido sulfúrico respectivamente; al sulfuro negro de plomo en sulfato blanco de plomo, al óxido manganeso en peróxido de manganeso, al amoníaco en nitrito, nitrato de amonio y peróxido de nitrógeno, etcétera.

Algunos elementos como la plata y el mercurio que no se alteran por el oxígeno, se recubren en una atmósfera de ozono húmedo, de una capa de peróxido y óxido respectivamente. Los colores vegetales (tornasol, índigo, etcétera), se blanquean; los miasmas y gérmenes en putrefacción se destruyen; la solución alcohólica de resina de guayaco, azulea; la solución de yoduro de potasio se descompone dejando en libertad yodo.

El papel de tornasol rojo exento de almidón, humedecido con solución de yoduro de potasio, se azulea por el ozono a causa de la formación de hidróxido de potasio, a diferencia del cloro, del cloruro férrico y ácido nitroso, que azulean igualmente el engrudo

de almidón con yoduro de potasio, pero no producen reacción alcalina. La solución alcohólica de fenolftaleína se colora pasajeramente en rojo por el ozono.

La coloración parda intensa que toma el óxido de talio, por transformarse en peróxido de talio al contacto con el ozono es un reactivo importante de éste. El ozono es poco soluble en el agua, a la que comunica sus propiedades oxidantes.

Azufre

Propiedades: 1°—*Azufre en barras:* Sólido, de color amarillo limón, inodoro (al frotarlo produce un olor especial), insípido. Por el frotamiento se carga de electricidad negativa. Cuando se toma entre las manos un pedazo de este azufre se oye al aproximarlo a la oreja un crujido especial conocido con el nombre de "grito del azufre", debido a la ruptura de los cristales que forman la barra, por ser mal conductor del calor (calor que le comunica la mano). También es mal conductor de la electricidad. Es insoluble en el agua y poco soluble en los disolventes usuales (glicerina, alcohol, éter, cloroformo, benceno). Su disolvente es el sulfuro de carbono, una parte de azufre y tres de sulfuro.

El azufre químicamente puro no altera el tornasol ni los colorantes orgánicos.

El azufre cuando se ha fundido, adquiere color negro y vuelve a su color primitivo después de mucho tiempo.

Cuando se quema el azufre al contacto del oxígeno del aire, lo hace con llama azul, para producir anhídrido sulfuroso de olor picante.

2º—*Azufre sublimado* (azufre pulverulento insoluble en sulfuro de carbono). Se forma al endurecerse el azufre viscoso (véase adelante). También se forma por acción de la luz solar intensa sobre del azufre disuelto o fundido, en la descomposición del cloruro de azufre por el agua, en la acción del ácido clorhídrico sobre la solución de hiposulfito de sodio, etcétera. Cuando es puro se presenta en forma de un polvo amarillo, suelto, insoluble, de densidad 2.046. Funde encima de 120° C. Conservándolo durante mucho tiempo se convierte en azufre ordinario rómbico, más rápidamente se verifica esta transformación a 100° C. El azufre sublimado es inodoro e insípido cuando está puro.

3º—*Azufre octaédrico* (llamado también azufre rómbico o azufre alfa). Son octaedros rómbicos, amarillos, translúcidos. De densidad 2.05 a 2.07. Funden a 114.5° C. Este azufre cuando puro es inodoro e insípido (figura 62).

4º—*Azufre prismático* (llamado también monoclínico o azufre beta, figura 63). Prismas monoclínicos amarillo parduscos, transparentes, que se forman por enfriamiento lento del azufre fundido. Densidad 1.96 a 1.98. Punto de fusión 120° C. Este azufre tiene poca estabilidad, al conservarlo se vuelve turbio con rapidez y se convierte en agregados de pequeños octaedros rómbicos amarillos.

Si se calienta un cristal de azufre rómbico durante algún tiempo a 94.5° C, se vuelve turbio, convirtiéndose en un agregado de pequeños cristales monoclínicos. Inversamente, si se enfría la forma monoclínica de azufre por bajo de 94.5° C, se con-

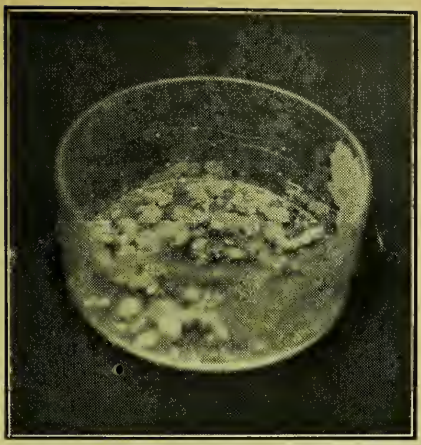


Fig. 62 y Fig. 63

vierte en rómbicos. A 94.5° C, es el punto de transición de ambas formas de azufre cristalizado, siendo estables y pudiendo coexistir.

Las materias que por cambio de temperatura pueden pasar a voluntad, de unas formas cristalinas a otras, se llaman enanciótropas.

5°—*Azufre precipitado:* Se obtiene tratando un polisulfuro como el de potasio K_2S_5 por ácido clorhídrico, se efectúa la reacción de la ecuación:

$$K_2S_5 + 2\ HCl \rightarrow 2\ KCl + H_2S + 4\ S$$

Se presenta en forma de polvo fino, de color blanco, inodoro, insípido. Soluble en los hidróxidos concentrados en caliente.

6°—*Azufre coloidal:* Se obtiene haciendo pasar anhídrido sulfuroso en una solución gelatinosa de ácido sulfhídrico hasta que desaparezca el olor a sulfhídrico, se efectúa la reacción de la ecuación:

$$2\ H_2S + SO_2 \rightarrow 2\ H_2O + 3\ S$$

La solución de azufre coloidal se presenta en forma de un líquido rojo amarillento por refracción, ligeramente verdoso por reflexión, inodoro, insípido, soluble en el agua en todas proporciones. Presenta los movimientos Brownianos característicos de las soluciones coloidales.

7°—*Azufre plástico:* Se obtiene calentando azufre a 250° C, y vertiéndolo en agua fría. Se presenta en forma de una masa amorfa de color negro, elástica parecida al hule. Inodora, insípida, insoluble en el agua.

8º—*Azufre nacarado o en rosarios:* Es el azufre intermedio entre las dos formas cristalizadas de azufre, ya mencionadas anteriormente.

9º—*Azufre perlado:* Cuando se ha fundido el azufre a 114º C, y se vierte en el agua, toma el estado esferoidal, en forma de pequeñas perlas, duras, amarillas, inodoras, insípidas, insolubles en el agua.

Acido sulfhídrico

Preparación: Tratando el sulfuro ferroso en un aparato de Kipp por ácido sulfúrico diluído, se efectúa la reacción de la ecuación:

$$\overset{+}{F}e\overset{-}{S} + \overset{+}{H}_2 (\overset{-}{S}O_4) \rightarrow \overset{+}{F}e (\overset{-}{S}O_4) + \overset{+}{H}_2\overset{-}{S}$$

(Figura 22.)

Propiedades: Gas incoloro, olor fétido, poco soluble en el agua, más en el alcohol. Un volumen de agua disuelve 3 de sulfhídrico. Por la presión y el enfriamiento se puede liquidar (15 atmósferas y 10º C). El ácido sulfhídrico líquido es menos denso que el agua. A la presión de 755 mm. hierve a —60º C, y se congela en una masa parecida al hielo a —85º C. El ácido sulfhídrico al contacto de una llama arde en el aire con llama azul, produciendo anhídrido sulfuroso y vapor de agua.

Si la llama se corta con una cápsula de porcelana fría, se deposita azufre en forma de una mancha amarilla. La densidad del ácido sulfhídrico es 1.177

El ácido sulfhídrico tiene la propiedad de precipitar en forma de sulfuros insolubles, y a veces con coloraciones características, a casi todos los ele-

mentos de las familias secundarias, en estado de sulfuros, y a algunos elementos de las familias principales.

Los sulfuros de cobre, plata, oro, mercurio, plomo, estaño, bismuto y hierro, son de color negro, el sulfuro de cinc es blanco, el sulfuro arsenioso es amarillo, el sulfuro antimónico es anaranjado, el sulfuro de manganeso es rosado de carne. Estos sulfuros, unos precipitan en solución ácida, otros en alcalina y otros en solución neutra.

El ácido sulfhídrico es un gas tóxico.

Anhídrido sulfuroso

Preparación: Se forma al quemar el azufre.

También se prepara descomponiendo el ácido sulfúrico concentrado y caliente por el cobre, efectuándose la reacción de la ecuación:

$$\overset{+}{Cu} + \overset{+}{H_2}\overset{-}{(SO_4)} \rightarrow \overset{+}{Cu}\overset{-}{(SO_4)} + 2\,\overset{+}{H_2}\overset{-}{O} + \overset{+}{S}\overset{-}{O_2}$$

(Figura 64)

Se le puede liquidar haciéndolo pasar por un tubo enfriado, provisto de llaves. (Tubo de liquidar anhídrido sulfuroso.)

Propiedades: Gas incoloro, de olor picante, a—10° C, o a tres atmósferas de presión se liquida dando un líquido incoloro, que hierve a —8° C y que se congela en una masa cristalina a —75° C. Al evaporarse al aire libre absorbe mucho calor de su propia masa y de lo que le rodea; en esto se funda su aplicación para producir frío artificialmente. Su densidad en forma de gas es 2.213. El gas es soluble en el agua,

con la cual se combina para producir ácido sulfuroso Su solución en el agua puede llegar hasta el 10%. De su solución acuosa saturada a 0° C, se separan cristales de fórmula:

$$H_2(SO_3) + 6\ H_2O$$

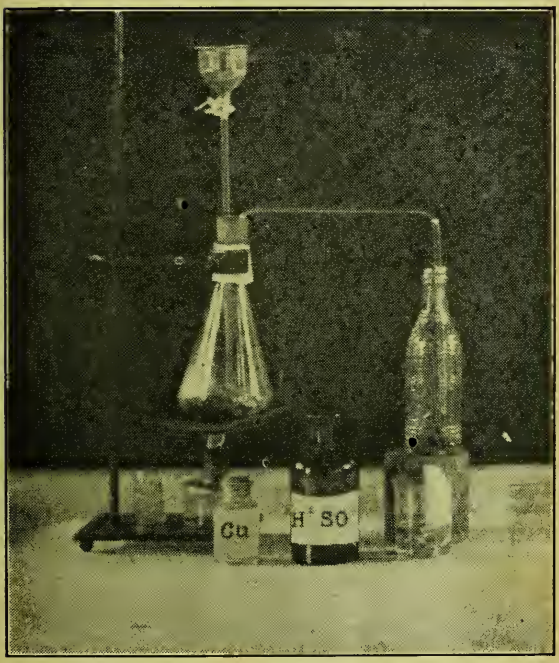


Fig. 64

Esta solución tiende a transformarse en ácido sulfúrico por el oxígeno del aire, o del cuerpo con quien se encuentre, por lo que se dice que el anhídrido

sulfuroso en solución es un poderoso reductor. Es un cuerpo blanqueante porque destruye la materia colorante, quitándole su oxígeno, y si no se separa después por lavado, el color vuelve a aparecer por la acción del oxígeno del aire. Algunas materias colorantes como la clorofila no se alteran por el anhídrido sulfuroso.

Anhídrido sulfúrico

Preparación: Se obtiene haciendo llegar anhídrido sulfuroso y oxígeno secos sobre una esponja de platino calentada, se efectúa la reacción de la ecuación:

$$SO_2 + O \rightleftarrows SO_3 \qquad \text{(Figura 65.)}$$

Fig. 65

Acido sulfúrico

Preparación: Las reacciones que tienen lugar en las cámaras de plomo, figura 66 son:

$$\overset{+}{S} + 2\,\overset{-}{O} \rightarrow SO_2 \qquad \text{en la hornilla (figura 67).}$$

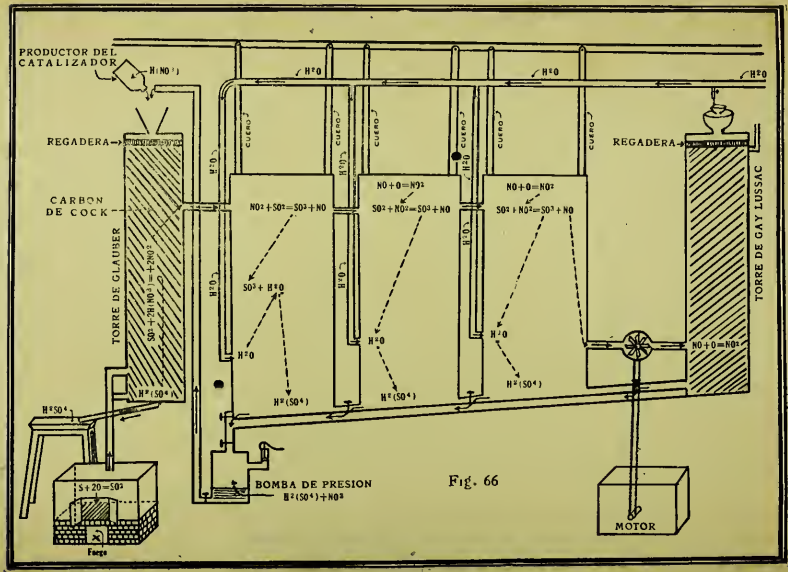

PRODUCTOR DEL CATALIZADOR
REGADERA
CARBON DE COCK
TORRE DE GLAUBER
REGADERA
TORRE DE GAY LUSSAC
BOMBA DE PRESION
MOTOR
Fuego

Fig. 66

$SO_2 + 2\ H(NO_3) \rightarrow H_2(SO_4) + 2\ NO_2$ en la torre de Glauber.

$SO_2 + NO_2 \rightarrow SO_3 + NO$ en la cámara.

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2(SO_4)$

$NO + O \rightarrow NO_2$ en la 2ª cámara, etcétera.

La torre de Gay Lussac, figura 68, sirve para regresar el catalizador.

Propiedades: Líquido incoloro, inodoro, de consistencia oleaginosa, de densidad 1.842, siempre contiene 1.5% de agua. Si se enfría bajo cero, se separan poco a poco cristales incoloros prismáticos,

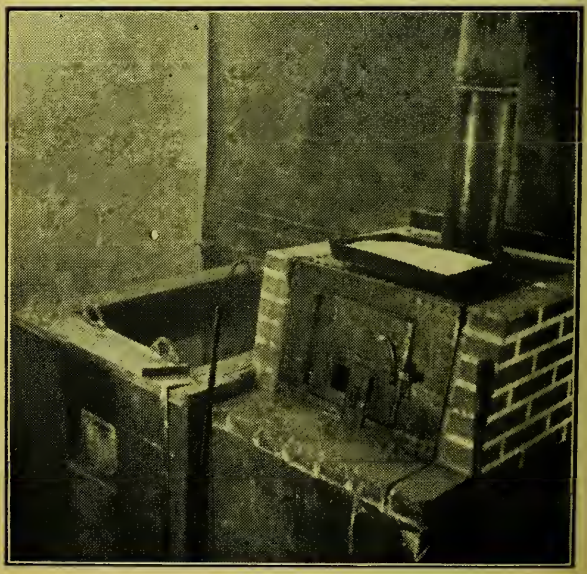


Fig. 67

del cuerpo puro, que funde a 10.5° C. Al calentar el ácido sulfúrico puro a 30° C, ó 40° C, comienza a desprender humos de anhídrido sulfúrico; si se calienta más, aumenta la descomposición hasta que se ha desprendido un 3% de anhídrido y luego destila a 338° C, sin descomponerse más. Este ácido tiene 1.5 de agua por ciento. El ácido sulfúrico calentado a más de 400° C, se desdobla en anhídrido sulfúrico y agua; al rojo desprende anhídrido sul-

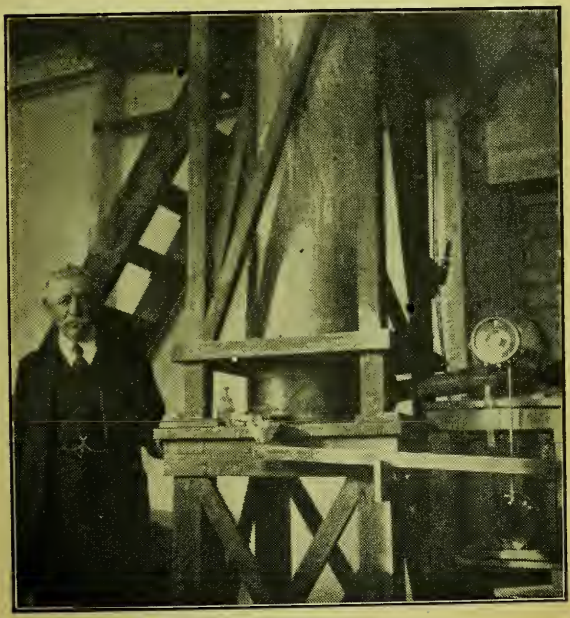


Fig. 68

furoso, agua y oxígeno. El ácido sulfúrico concentrado atrae el agua con gran energía, y por ésto se usa frecuentemente para desecar gases o sólidos, así como para concentrar soluciones a la temperatura ordinaria, guardándolas en espacios cerrados (desecadores) por mucho tiempo sobre ácido sulfúrico.

El ácido sulfúrico actúa sobre la mayor parte de las substancias orgánicas destruyéndolas, en cuanto se apodera de los elementos del agua que tienen la citadas substancias, separando de algunas de ellas (madera, azúcar, etcétera), el carbono que acompaña al agua en estos cuerpos. Al mezclar ácido sulfúrico con agua se nota aumento de temperatura bastante considerable, y con contracción del volumen, cuyo máximo corresponde al dihidrato

$$H_2(SO_4),\ 2\ H_2O,$$

el llamado trihidrato o ácido hexahidrosulfúrico $H_6(SO_6)$, el cual es un líquido que se solidifica a —70° C; a causa de esta elevación de temperatura, siempre que se desee diluír ácido sulfúrico concentrado, se le ha de echar poco a poco sobre el agua agitando al mismo tiempo. NUNCA SE HA DE HACER LO CONTRARIO; JAMAS HAY QUE VERTER EL AGUA SOBRE EL ACIDO SULFURICO.

El ácido sulfúrico es bibásico y da dos series de sales.

El ácido sulfúrico ataca a casi todos los elementos electropositivos, algunos en frío y diluído como al cinc y al hierro, otros en caliente y concentrado como al cobre, para dar los sulfatos correspondientes. No

ataca al oro ni al platino. Descompone a muchos cuerpos compuestos haciendo desprenderse sus ácidos y formando sulfatos.

Casi todos los sulfatos son solubles en el agua, algunos poco solubles como el de plata y el de calcio y otros insolubles como el de estroncio y el de bario.

El reactivo del ácido sulfúrico diluído es la solución de cloruro de bario que produce precipitado blanco insoluble en los ácidos concentrados, este precipitado es de sulfato de bario.

Anhídrido crómico

Propiedades: Cristaliza en prismas rómbicos, brillantes, de color rojo parduzco, de densidad 2.8, inodoros, de sabor cáustico quemante, muy solubles en el agua. Su coloración varía según el grado de pureza. Cuando contiene ácido sulfúrico es de color rojo escarlata, cuando es puro es de color rojo pardo con brillo acerado y parecido a la hematites.

Es muy delicuescente al aire húmedo, dando un líquido pardo, rojizo, cáustico, de color pardo amarillento en mayor dilución, reacción fuertemente ácida. Puro se delicuesce al aire húmedo con mucha lentitud. La solución acuosa de anhídrido crómico, contiene ácido crómico, apenas conocido en estado libre, o a juzgar por el color y conductibilidad de la misma, ácido dicrómico.

Los cristales de anhídrido crómico se disuelven muy lentamente en el sulfuro de carbono seco, por esto pueden conservarse en él durante algunos días sin que se alteren. El ácido acético cristalizable, el

benceno y el éter absoluto disuelven el anhídrido crómico en mayor cantidad. La mayor parte de los disolventes orgánicos son atacados por el anhídrido crómico, reduciéndose éste a óxido crómico. El ácido sulfúrico a la temperatura ordinaria disuelve en cantidad abundante el anhídrido crómico; el ácido nítrico concentrado le disuelve menos. Añadiendo poco a poco agua a una solución de anhídrido crómico en ácido sulfúrico concentrado, se separa al llegar a una concentración determinada (ácido sulfúrico de densidad 1.84, mezclado con 16 a 17% de agua), casi toda la cantidad de anhídrido crómico disuelto, para disolverse otra vez por nueva adición de agua.

Calentando el anhídrido crómico con ácido sulfúrico concentrado se desprende oxígeno y se forma sulfato crómico.

$$2\,\overset{+}{Cr}\overset{-}{O_3} + 3\overset{+}{H_2}(\overset{-}{SO_4}) \rightarrow \overset{+}{Cr_2}(\overset{-}{SO_4})_3 + 3\,\overset{+}{H_2}\overset{-}{O} + 3\,\overset{-}{O}$$

El yodo se disuelve en una solución concentrada de ácido crómico, dando un líquido negro, en presencia de ácido sulfúrico, es oxidado formándose ácido yódico.

El ácido clorhídrico al 25% convierte en caliente al anhídrido crómico en cloruro crómico verde, con desprendimiento de cloro, mientras que el ácido clorhídrico fumante seco convierte en caliente al anhídrido crómico en oxicloruro crómico CrO_2Cl_2 El anhídrido crómico funde volatilizándose algo aproximadamente a 190° C, calentado a más de 250° C, da oxígeno y óxido de cromo.

El anhídrido crómico es un oxidante muy enérgico, oxida la mayor parte de substancias minerales oxidables y la mayor parte de substancias orgánicas. Por esto no deben filtrarse por algodón ni por papel las soluciones de ácido crómico.

Una solución de ácido crómico con agua oxigenada produce un color azul intenso soluble en el éter, por formación de ácido percrómico.

Cloro

Obtención: En frío se obtiene el cloro descomponiendo la solución de ácido clorhídrico por el clorato de potasio, efectuándose la reacción de la ecuación:

$$\overset{+}{K}(\overset{-}{ClO_3}) + 6\,\overset{+}{H}\overset{-}{Cl} \rightarrow \overset{+}{K}\overset{-}{Cl} + 3\,\overset{+}{H_2}\overset{-}{O} + 6\,\overset{-}{Cl}$$

(Figura 69.)

En caliente, tratando el cloruro de sodio mezclado con peróxido de manganeso, por el ácido sulfúrico concentrado, se efectúan las reacciones de las ecuaciones:

$$2\,\overset{+}{Na}\overset{-}{Cl} + \overset{+}{H_2}(\overset{-}{SO_4}) \rightarrow \overset{+}{Na_2}(\overset{-}{SO_4}) + 2\,\overset{+}{H}\overset{-}{Cl}$$

$$2\overset{+}{H}\overset{-}{Cl} + O \rightarrow H_2O + 2\,Cl$$

$$\overset{+}{Mn}\overset{-}{O_2} + H_2(SO_4) \rightarrow Mn\,(SO_4) + H_2O + O$$

que se pueden resumir en una sola ecuación, así:

$$2NaCl + MnO_2 + 2H_2(SO_4) \rightarrow Na_2(SO_4) + Mn(SO_4) + 2H_2O + Cl$$

(figura 70.)

Propiedades: A la temperatura ordinaria y presión normal, el cloro es un gas amarillo verdoso, de olor sofocante, que aún en gran dilución ataca violentamente los órganos respiratorios (por lo que hay que trabajar siempre en una vitrina y proteger la boca y narices con un pañuelo humedecido con alcohol diluído). También protegen en cierto grado el humo del tabaco y pequeñas cantidades de alcohol muy diluído ingerido. Por enfriamiento a —40° C, o a 15° C, bajo una presión de 6 atmósferas, se puede condensar en un líquido amarillo verdoso, no miscible con el agua y que se solidifica a —102° C, en una masa cristalina amarilla. La densidad del cloro

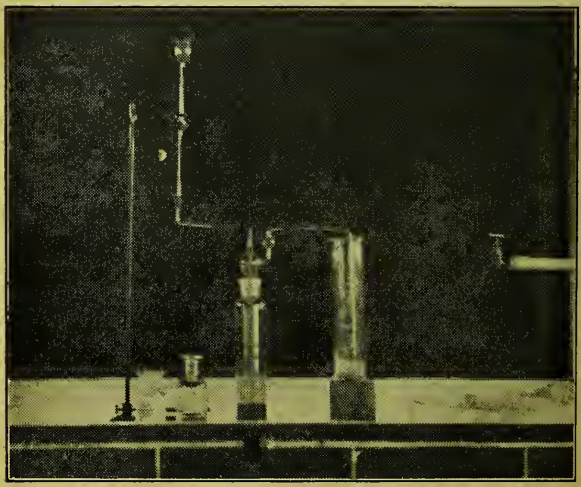


Fig. 69

gaseoso es de 2.45. El cloro no es combustible. El agua a 20° C, disuelve, un volumen, 2.156 volúmenes de cloro.

El cloro posee gran afinidad por casi todos los elementos, por esto actúa como alterante sobre casi todas las substancias. El fósforo, el estaño y el antimonio en polvo hacen su unión con el cloro hasta con desprendimiento de calor y de luz.

Sólo con el oxígeno, el nitrógeno, los gases raros del aire y el carbono, el cloro no produce directamente ningún compuesto. El cloro seco presenta menos afinidad que húmedo. El cloro ataca en caliente al cobre, al hierro, al oro, al platino, etcétera, produciendo los compuestos clorados respectivos.

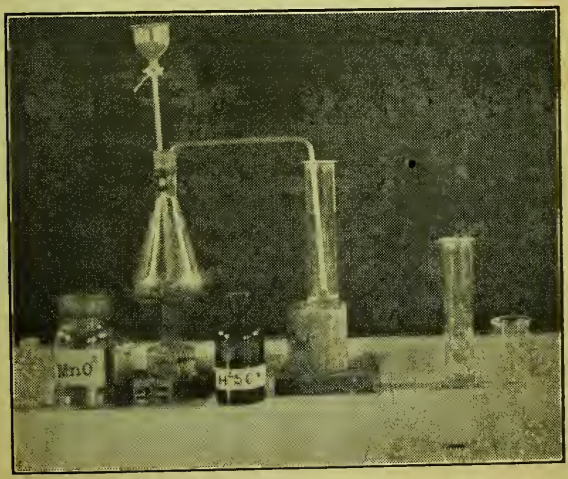


Fig. 370

Cuando se une cloro con hidrógeno bien secos la mezcla puede reaccionar lentamente a la luz difusa, e instantáneamente, con explosión violenta al menor rayo de luz intensa. A causa de la afinidad del cloro por el hidrógeno, pone oxígeno en libertad de los compuestos hidrogenados, obrando como un oxidante indirecto, por lo que se emplea en el blanqueo, destrucción de miasmas y materias infectas, de aquí se derivan sus propiedades desinfectantes.

El cloro substituye al hidrógeno en muchas substancias orgánicas, dando derivados clorados.

Bromo

Obtención: Tratando una mezcla de un bromuro (en la industria se emplea generalmente el bromuro de magnesio que existe en las aguas madres de la cristalización de la sal común), bromuro de potasio o de sodio y peróxido de manganeso, por ácido sulfúrico en una retorta tubulada, se efectúan las reacciones de las ecuaciones:

$$2KBr + H_2(SO_4) \rightarrow K_2(SO_4) + 2HBr$$

$$2HBr + O \rightarrow H_2O + 2Br$$

$$MnO_2 + H_2(SO_4) \rightarrow Mn(SO_4) + H_2O + O$$

que se pueden resumir en la siguiente ecuación:

$$2KBr + MnO_2 + 2H_2(SO_4) \rightarrow K_2(SO_4) + Mn(SO_4) + 2H_2O + 2Br.$$ (figura 71.)

Propiedades: Es un líquido de color rojo sangre, de densidad 2.97 a 2.99. Hierve a 63° C, pero emite a la temperatura ordinaria vapores rojos de olor asfixiante, que atacan violentamente los órganos respiratorios. Poco soluble en el agua, más soluble en el éter, cloroformo, sulfuro de carbono, a los que

imparte su color rojo. La solución acuosa, agua de bromo, apenas experimenta alteración a la luz y por enfriamiento produce un hidrato cristalino con 10 moléculas de agua. El bromo a alta temperatura se decolora, por atomizarse sus moléculas. Las propiedades químicas del bromo son parecidas a las del cloro, sólo que más atenuadas. Con el hidrógeno produce ácido bromhídrico.

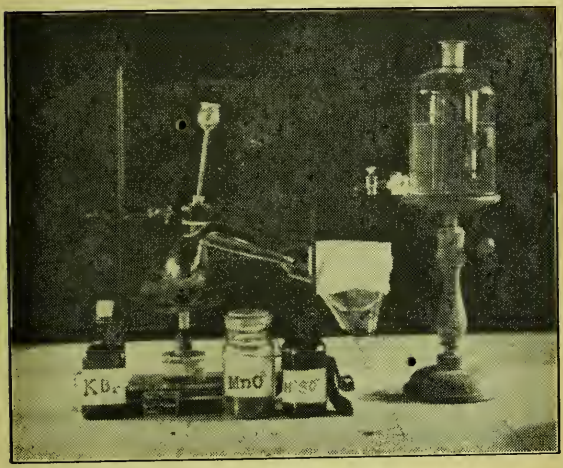


Fig 71

Yodo

Obtención: Se obtiene tratando un yoduro (yoduro de potasio), mezclado con peróxido de manganeso, por ácido sulfúrico, se efectúan las mismas reacciones que en el bromo, solamente que en vez de bromo se representa el yodo (figuras 72 y 73).

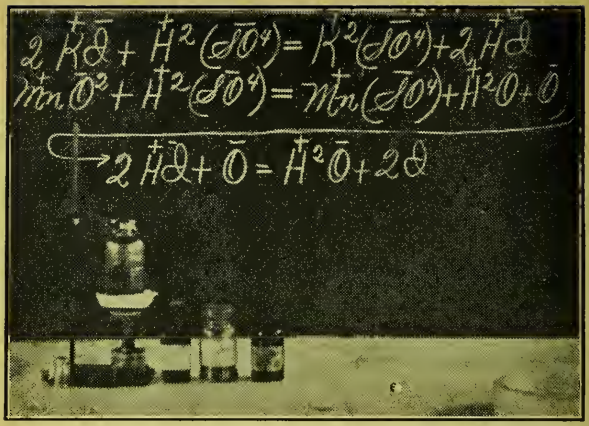


Fig. 72

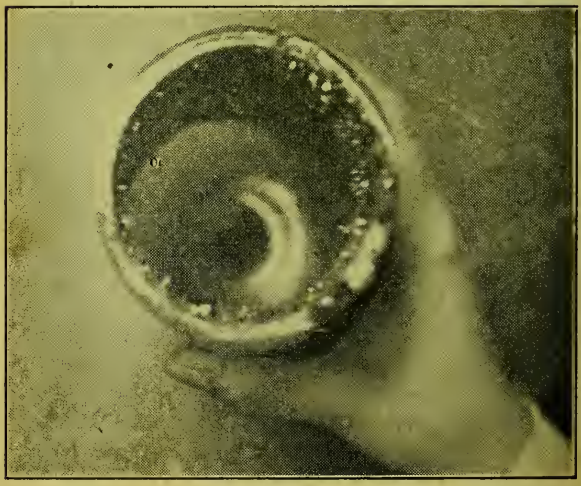


Fig. 73

Esta operación se efectúa en una cápsula de porcelana cubierta de una campana tubulada, en cuya tubuladura entra un tubo de decantación para verter el ácido, el yodo se condensa en las paredes de la campana de donde se extrae con una espátula de madera o de cartón y no de hierro, porque lo ataca. En la industria esta obtención se hace en retortas, figura 74.

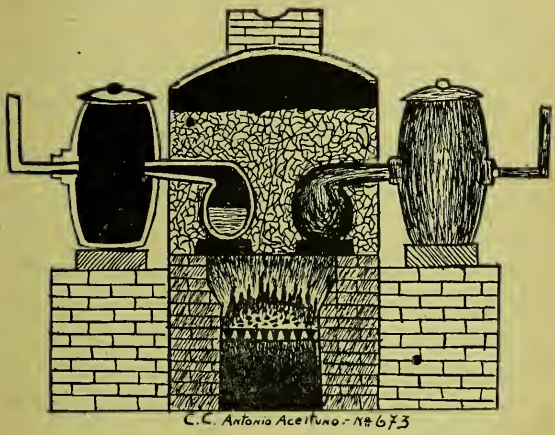


Fig. 74

Propiedades: Sólido, gris negruzco, de brillo metálico, cristaliza en el sistema rómbico, casi siempre en forma de tablas o escamas. Densidad 4.948, punto de fusión 114° C. Hierve sobre 200° C, produciendo vapores de intenso color violeta azul, a temperatura más elevada. En el vacío se vaporiza el yodo sin previa fusión. A la temperatura ordinaria se volatiliza desprendiendo un olor desagradable ca-

racterístico que ataca los órganos respiratorios y la vista excitando el lagrimeo. El yodo es poco soluble en el agua (1 parte en 5524 partes de agua), el agua que contiene yoduros o ácido yodhídrico disuelve mayores cantidades de yodo. El alcohol a 90° G. L., lo disuelve en un 10%, formando un líquido pardo que recibe el nombre de tintura de yodo (la tintura de yodo del Códex es más diluída y contiene además para facilitar la solubilidad del yodo, yoduro de potasio). Es más soluble en el éter, sulfuro de carbono y cloroformo a los que imparte color violeta. Con el benceno, tolueno y ácido acético, da el yodo disoluciones de color rojo frambuesa. La glicerina lo disuelve con color rojo pardo. El yodo, en solución que contenga pequeñas cantidades de yoduro o de ácido yodhídrico, colorea en azul intenso la solución de engrudo de almidón, debido a la formación de yodo coloidal. En su acción química el yodo presenta gran analogía con el bromo y el cloro. La afinidad del yodo para con el hidrógeno es relativamente débil, por esto hace palidecer lentamente los colores vegetales en presencia del agua y sólo puede oxidar los cuerpos muy reductores. A pesar de esta escasa afinidad, destruye muchas substancias orgánicas (corcho, mucosas, etcétera).

El yodo disuelto precipita, por la solución de amoníaco, precipitado de color negro de yoduro de nitrógeno altamente explosivo. El yodo se une con casi todos los elementos formando yoduros.

Acido clorhídrico

Preparación: Se prepara en matraces de vidrio, tratando el cloruro de sodio por el ácido sulfúrico concentrado, en cantidades equimoleculares, es decir, que por cada 58.5 de sal, 98 partes de ácido sulfúrico; se efectúa la reacción de la ecuación:

$$\overset{+}{Na}\overset{-}{Cl} + \overset{+}{H_2}(\overset{-}{SO_4}) \rightarrow \overset{+}{Na}\overset{+}{H}(\overset{-}{SO_4}) + HCl$$

(Figura 75.)

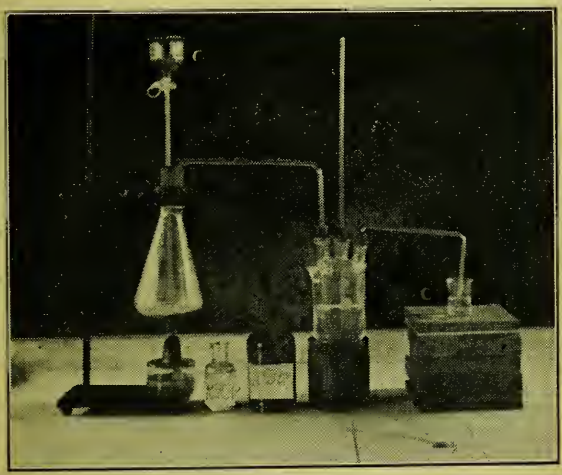


Fig. 75

El matraz se calienta para que se desprenda todo el ácido clorhídrico formado, y éste se hace pasar por unas botellas lavadoras o frascos de Wolff, enfriados para obtener la solución saturada del gas.

El ácido muriático se recibe en bombas de Gres, figura 76.

Propiedades: Gas incoloro, de olor picante, de densidad 1.26, muy soluble en el agua (1 volumen de agua disuelve a 15° C, 450 volúmenes de gas), produciendo humos al aire, de reacción fuertemente ácida, no combustible. A la temperatura de 10° C, y a 40 atmósferas de presión, se convierte en un líquido incoloro, así como por enfriamiento a —102° C, y se solidifica a —115° C.

La solución en el agua destilada es un líquido incoloro, fuertemente ácido, al que se le da corrientemente el nombre de ácido clorhídrico, es fumante al aire y contiene 40% de gas clorhídrico y una densidad de 1.20.

Fig. 76

El ácido clorhídrico presenta el carácter de un ácido monobásico enérgico, puesto que en presencia del agua se disocia en sus iones hidrógeno y cloro. El ácido clorhídrico disuelve muchos elementos electropositivos con formación de hidrógeno (cinc y hierro) y sales respectivas. El ácido clorhídrico no disuelve a los elementos siguientes: cobre, plata, oro, mercurio, platino, etcétera. Los óxidos y los hidróxidos de los elementos se convierten en cloruros y los sulfuros también, dando estos últimos desprendimiento de ácido sulfhídrico. La solución de ácido clorhídrico de la farmacopea alemana es un líquido incoloro, completamente volátil, de densidad 1.124 a 15° C, al que corresponde una riqueza en gas de 25%. Si se calienta produce ácido clorhídrico hasta que su riqueza haya descendido a 20.17% y destila después sin descompo-

Fig. 77

nerse a 110° C, al parecer un hidrato con 8 moléculas de agua. La solución de ácido clorhídrico así como las de cloruros solubles, se reconocen porque en solución nítrica dan un precipitado blanco acuajaronado con la solución de nitrato de plata, insoluble en los ácidos, soluble en el amoníaco.

El ácido clorhídrico con el gas amoníaco produce humos blancos de cloruro de amonio. (Figura 77.)

Hierro

Propiedades: Sólido, de color blanco de plata, semejante al platino en su aspecto exterior, es blando, dúctil. Funde a 1805° C, cristaliza en cubos. Al aire seco y en el agua privada de aire y de ácido carbónico no sufre el hierro puro ninguna alteración, pero al aire húmedo y sobre todo en contacto del agua aireada, se cubre muy pronto de una capa rojo pardusca de hidróxido férrico. Calentado el hierro al aire, se cubre de una capa de óxido ferrosoférrico, que por golpes con el martillo se desprende (batiduras de fragua). El hierro en el oxígeno puro se quema desprendiendo chispas vivas y formando óxido ferrosoférrico: Fe_3O_4. El mismo compuesto se forma si se hace llegar agua sobre hierro enrojecido o se sumerge éste en ella; se verifica la descomposición del agua, combinándose el oxígeno con el hierro y dejando hidrógeno en libertad.

El hierro, así como el cobalto y el níquel, son atraídos por el imán, y magnetízanse al contacto con él. El elemento hierro puro pierde el magnetismo al separarse del imán; el acero, por el contrario, conserva su fuerza magnética durante mucho tiempo.

Los ácidos clorhídrico y sulfúrico diluídos y otros ácidos, disuelven fácilmente el hierro con desprendimiento de hidrógeno y formación de la sal de hierro correspondiente. Añadiendo un poco de cloruro mercúrico, se retarda la acción, sobre todo en el caso del ácido clorhídrico. Si el hierro contiene carbono combinado químicamente, se mezclan con el gas hidrógeno, hidrocarburos que le comunican al hidrógeno desprendido olor peculiar desagradable. El ácido nítrico muy diluído y frío disuelve el hierro sin desprendimiento de gas y con formación de nitrato ferroso y nitrato de amonio. El ácido nítrico concentrado disuelve el hierro en caliente con formación de óxido de nitrógeno y nitrato férrico. Pero si se sumerge una plancha de hierro, que se encuentre en contacto con un alambre de platino, en ácido nítrico concentrado, el hierro, después de separar el alambre de platino, no es ya atacado por el ácido nítrico, ni tampoco tiene ya la propiedad de precipitar al cobre de sus soluciones salinas (estado pasivo del hierro). El mismo fenómeno se presenta si se oxida superficialmente de antemano el extremo de un alambre de hierro calentándolo poco tiempo a la llama y enfriándolo paulatinamente, o si esta oxidación se obtiene por suspensión una o dos veces del alambre de hierro en ácido nítrico concentrado

y es lavado con agua. Esta transformacoón pasiva del hierro, que también se produce por los ácidos clórico, yódico, crómico y peróxido de hidrógeno, parece consistir en la formación de una delgada capa protectora de óxido férrico u óxido ferrosoférrico.

Los elementos de la familia principal de la 7ª columna se combinan fácilmente con el hierro, así como también el azufre.

El hierro en polvo pierde su brillo, presentándose en forma de un polvo de color gris de plomo.

El hierro forjado o de fragua, puede ser frágil en frío por pequeñas cantidades de fósforo; frágil en caliente cuando se martillea por pequeñas cantidades de azufre. La mezcla con silicio produce en las propiedades del hierro una influencia semejante a la del carbono: hace al hierro más duro, más fusible y menos forjable. Si el hierro contiene más de 0.4% de silicio se vuelve "tierno", o quebradizo en frío y en caliente. La mezcla de maganeso aminora la acción perjudicial del silicio y en parte también de otras mezclas.

Cuanto más completa es la textura fibrosa y más astillosa es la fractura del hierro forjado, tanto más tenaz y por consiguiente tanto más valioso es para los usos industriales. Por largas y sostenidas vibraciones, pasa el hierro tenaz fibroso a veces al granuloso cristalino frágil. La fractura de eje de vehículos que generalmente ocurre de repente, se ha de atribuir a esta particularidad.

INSTRUCCIONES PARA ANALISIS DE POLVORAS

Número 1.—Son reglamentarios los explosivos y pólvoras sin humo que a continuación se expresan:

a) Los de nitrocelulosa pura, los que podrán únicamente contener en mínima cantidad compatible con las dimensiones de los granos el disolvente que se haya empleado para su elaboración;

b) Las mezclas de nitrocelulosa y nitroglicerina;

c) Las mezclas de nitrocelulosa y nitratos o picratos, según el fin a que se destinen.

Número 2.—El disolvente a que se refiere el número anterior en el inciso *a)*, es la mezcla de éter alcohol en la proporción de dos para uno. El algodón de las pólvoras de guerra tendrá de 12.50 a 12.70 por ciento de nitrificación, pero en las confeccionadas especialmente para salvas puede llegar a 13%, pudiendo también agregarse nitrato de potasio para mayor porosidad y viveza que en este caso se necesita.

Número 3.—La forma reglamentaria de la pólvora de guerra es: de laminillas para las armas portátiles, tubular para los cañones. Los cartuchos de salvas para fusil exigen pólvoras más rompedoras, empleándose la forma de pequeños y delgados hilos. Las de cañón se confeccionan también con pólvora en láminas, de la que se emplea para los cartuchos de las armas portátiles.

Número 4.—Las pruebas a que deben someterse las pólvoras se dividen en tres clases:

a) Recepción;

b) Conservación; y,

c) De fabricación.

Son pruebas de recepción las que se efectúan en los establecimientos donde se hace la carga de los cartuchos antes de inspeccionar las guías; son de conservación las que se efectúan periódicamente en todos los centros donde haya pólvora almacenada (sea a granel, en paquetes o en cartuchos); y por último, las pruebas de fabricación son las que tienen lugar en los establecimientos productores para comprobar las condiciones en que la elaboración se verifica

Número 5.—Tanto unas como otras han de hacerse sin perder de vista los diversos detalles que para todas se anotan en estas instrucciones, por depender de ellas las consecuencias que se obtengan; si hubiere discrepancia entre los resultados de todos los ensayos indicando contradicción entre unos y otros, deberá suspenderse la calificación que se haga, hasta

que la superioridad disponga en vista de los informes que den los centros productores y los de los laboratorios del Ejército y de la Facultad de Ciencias Naturales y Farmacia.

Número 6.—Si grande es el esmero con que han de verificarse todas las operaciones a que estas instrucciones se refiere, preciso es tenerlo mayor si cabe en cuanto se relaciona con las pruebas químicas, porque son éstas las que tienden a evitar explosiones espontáneas, que pudieran producirse por efecto de una descomposición prematura o accidental.

Número 7.—En corroboración con el número anterior, ha de tenerse en cuenta que la naturaleza de los explosivos es tal, que desde que su elaboración termina, se inicia en ellos un trabajo de descomposición que minando, por decirlo así, su constitución íntima, debe producirse al cabo de algún tiempo un efecto destructor, que sólo puede atenuarse por una perfección grande en todos los detalles de la elaboración. Las pruebas físicas y balísticas de las pólvoras tienen una importancia relativa exclusiva al mejor o peor servicio que las pólvoras puedan prestar, las pruebas químicas tienen mayor importancia, toda vez que en ellas se trata de combinar los factores tiempo y temperatura, de tal modo, que pueda preverse desde el primer momento lo que en el transcurso del tiempo deba suceder, adquiriendo la seguridad de que no se han de producir explosiones prematuras antes de un tiempo determinado.

Pruebas de recepción

Número 8.—Al recibir de la fábrica productora una partida de pólvora en los establecimientos donde se haya de verificar la carga de cartuchos (de fusil o de cañón), tendrán lugar las pruebas correspondientes a su recepción, que han de preceder al acto de inspeccionar la guía; no efectuándose entrega alguna ni verificando la carga de cartuchos, mientras no esté extendido el informe de los laboratorios del Ejército y de la Facultad de Ciencias Naturales y Farmacia, en que consten las buenas condiciones de la pólvora.

Número 9.—Escogida de la muestra para el análisis: para verificar las pruebas de recepción se abrirán tres paquetes de cada lote de los recibidos. Procurando elegir en cada paquete, tanta pólvora que se encuentre en la superficie, como la que existe en la parte media y en el fondo, se extraerán partes iguales de cada uno, las que han de mezclarse lo más íntimamente posible, hasta obtener un pequeño lote homogéneo que proporcione la cantidad suficiente para los ensayos que hayan de verificarse. Sesenta gramos para colocarlos en dos frascos de caucho o de vidrio, son suficientes, enviando un frasco a cada laboratorio de los anteriormente mencionados. Cuando se trata de pólvoras tubulares gruesas, se sacan tres gramos de cada cajón y se cortan igual número de trozos de cada uno del centro, de las puntas, para la homogeneización más perfecta de la cantidad que se someta a las pruebas (sesenta gramos).

Número 10.—Dichos ensayos a los que ha de procederse inmediatamente después de la obtención de la muestra, para que ésta no absorba ni emita humedad, son los siguientes cuando se trata de pólvoras de guerra:

a) Condiciones físicas;

b) Humedad, contenido de volátiles y de nitroglicerina;

c) Acidez;

d) Estabilidad;

e) Explosión;

f) Presión de los gases;

g) Potencia del explosivo.

Si alguno de los ensayos se hubiera de dilatar, deberá guardarse la muestra en empaques de cierre hermético (frascos de caucho o celuloide, de capacidad 120 c. c. de boca ancha y tapón de rosca).

Número 11.—Condiciones físicas:

a) Estado;

b) Forma;

c) Aspecto;

d) Porosidad;

e) Brillo;

f) Color;

g) Transparencia;

h) Tenacidad;

i) Fragilidad;

j) Flexibilidad;

k) Elasticidad;

l) Olor;

m) Sabor (éste se apreciará en caso de que la pólvora no contenga substancias venenosas y es necesario dejarlo de último);

n) Sonoridad;

ñ) Dureza (escala Morhs);

o) Densidades.

Del *estado:* La mayor parte de los explosivos son sólidos, los hay pastosos, líquidos y raramente gaseosos (mezcla detonante). En caso de las pólvoras, casi todas se presentan sólidas o pastosas.

De la *forma:* Las pólvoras en su mayor parte son amorfas, moldeándolas en troqueles de variadas figuras (cilíndricas, tubulares, prismáticas, cúbicas, etcétera). En este último caso habrá que medir los granos con compases adecuados y calibradores especiales. Habrá que pesar por separado cada grano, pan o ladrillo, etcétera.

Del *aspecto:* Las pólvoras en buen estado deben tener aspecto homogéneo, tanto en su consistencia, como en su color. La falta de homogeneidad en la rotura de las piezas, da idea del buen o mal estado del explosivo o de sus envases.

De la *porosidad:* La mayor parte de las pólvoras son compactas, a pesar de que hay algunas porosas, lo que se tendrá en cuenta sobre todo cuando se trata de mezclas mecánicas, para no dar un mal informe estando la pólvora en buenas condiciones.

Del *brillo:* Cuando el pulimento de la pólvora se ha hecho con grafito o alguna substancia semejante, para preservarla del ambiente, es brillante, pero la mayor parte de las pólvoras carecen de brillo o si lo tienen es mate.

Del *color:* Este debe ser homogéneo y puede variar según los tipos de pólvora y las clases. Manchas (especialmente manchas de color rojo) indican la descomposición de la pólvora y la presencia de microorganismos, por lo que debe retirarse e inutilizarse si no cumple satisfactoriamente con los otros ensayos, y aun cumpliendo debe darse parte a la superioridad haciendo ver la conveniencia de aislarla por el peligro que puede encerrar.

De la *transparencia:* La mayor parte de las pólvoras son opacas, las hay translúcidas; cuando presenten esta última propiedad habrá que examinarlas al través de la luz para ver si están completamente homogéneas.

De la *tenacidad:* Esta se aprecia cuando se reduce a polvo para las pruebas ulteriores, siendo las buenas pólvoras suficientemente compactas y tenaces.

De la *fragilidad:* La mayor parte de la pólvoras son frágiles, sobre todo cuando están completamente secas, las hay elásticas y las hay flexibles.

Del *olor:* La mayor parte de los explosivos son inodoros, sin embargo algunos pueden tenerlo especial y otros adquirirlo por la descomposición prematura, debiendo tener esto en cuenta por si no reúne las condiciones de las otras pruebas, ponerlo en conocimiento de la Superioridad.

Del *sabor:* La mayor parte son insípidas, cuando son de nitrocelulosa pura, las hay de sabor picante, dulce, amargo, etcétera, según la clase de pólvora que se analiza.

De la *sonoridad:* Si son compactas, pueden llegar a ser sonoras al golpe, pero la mayor parte carecen de esta propiedad.

De la *dureza:* Se empleará la escala de Morhs, debiendo verificar esta prueba en las pólvoras de granos gruesos, por dos o tres de sus caras, la que no debe variar de una cara a otra, lo que nos indicará falta de contextura en la pólvora.

De las *densidades:* La densidad de la pólvora para los efectos de este reglamento se divide: en gravimétrica y absoluta o peso específico.

De la *densidad gravimétrica:* Es el peso de la unidad de volumen de la pólvora, incluyendo el del aire que hay entre sus poros y sus granos. Se obtiene por medio del gravímetro (figuras 78 y 79).

Fig. 78

Consiste en un vaso metálico de capacidad exacta de un litro, que se llena con auxilio de un vaso embudo, de capacidad también de un litro, en cuyo fondo móvil hay un agujero que da el paso a la pólvora (este paso se mide con un cronómetro, para calcular el tiempo de llenada de cartuchos).

La densidad gravimétrica nos es dada por la diferencia de pesos entre el peso del vaso lleno y vacío de pólvora. Esta densidad nos da la idea de la

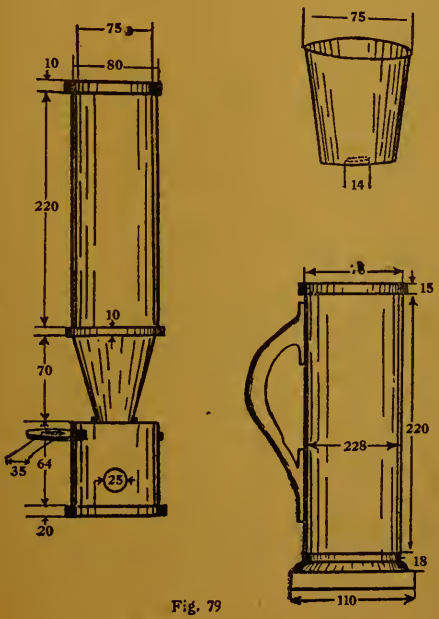


Fig. 79

cantidad de pólvora que podemos introducir en un cartucho o en la recámara de un cañón. Existen gravímetros más exactos, cuya capacidad interior es de diez litros.

Número 12.—Del peso específico o densidad absoluta:

Llámase densidad absoluta, el peso de la unidad de volumen de pólvora, extraído el aire que pueda estar contenido entre sus granos y sus poros. Esta densidad se obtiene con el densímetro de Bianchi, aparato que consta, figuras 80 y 81:

1º—De una taza de hierro destinada a recibir el mercurio.

2º—Un tubo de acero fuerte (figura 81), cuyos extremos por medio de roscas se tapan con tapones que llevan cada uno una llave y tuerca. En la llave del tapón inferior, hay atornillado un pico de acero, que se sumerge en el mercurio del recipiente citado anteriormente.

En el tapón superior, existe una malla metálica, para evitar el peso de la pólvora al tubo barométrico que se conecta con el enchufe de la llave superior.

3º—Un tubo barométrico (figura 82), sostenido por un pie de hierro colado, atornillado en la mesa. Este soporte tiene una ranura donde se encuentra el tubo con el objeto de protegerlo. El tubo barométrico tiene una llave por la parte superior. En los dos lados de la ranura anteriormente mencionada, lleva una graduación con el objeto de regular la subida del mercurio.

4º—Por medio de un tubo de hule se pone en comunicación la parte superior del tubo barométrico con el tubo aspirador de una bomba de aire.

5º—Una bomba de aire, rotativa.

6º—Accesorios: llaves para apretar, desarmadores, soportes para recibir el tubo de acero armado.

Principio del densímetro: Es el mismo principio de Arquimedes, solamente que en vez de emplear agua para determinar el volumen del cuerpo, se

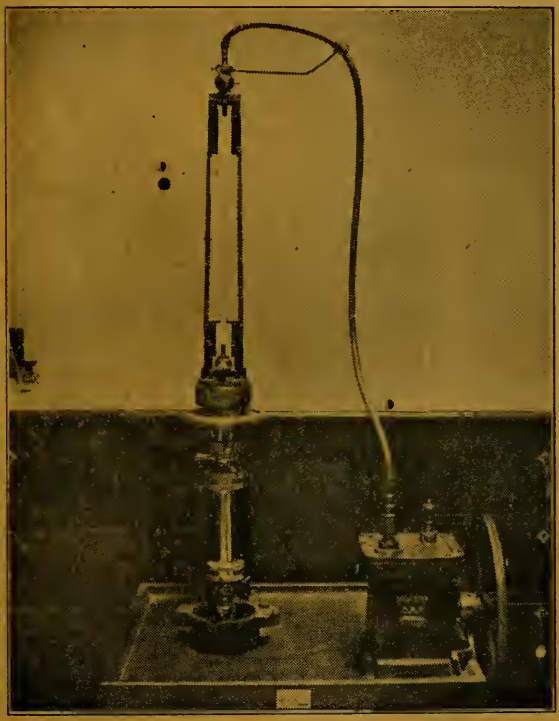


Fig. 80

emplea mercurio, que no actúa sobre la pólvora y luego el citado volumen de mercurio, que se deduce de su peso y su densidad con respecto al agua destilada a la temperatura a que se efectúe la prueba, nos sirve para encontrar el equivalente en peso de agua destilada, que es el volumen que desalojaría de agua la pólvora. Dividiendo el peso de la pólvora empleada por el citado volumen, tendremos la densidad absoluta de la pólvora.

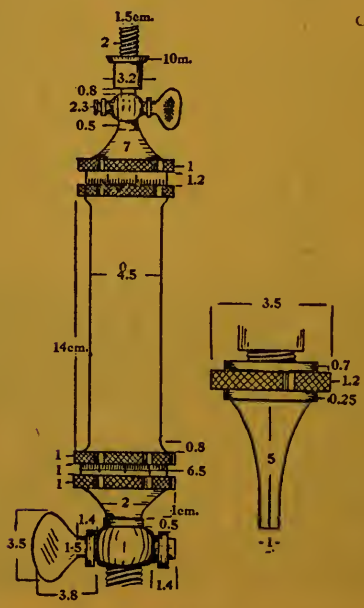


Fig. 81

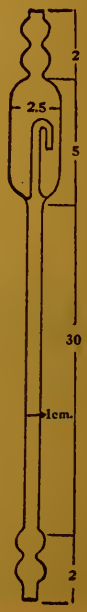


Fig. 82

Manejo del densímetro de Bianchi

Previamente se ajustan todas las uniones con tubo de hule en buen estado. El tubo de acero se coloca en el anillo que lleva el soporte, se levanta ligeramente y se atornilla, dándole vueltas al pequeño volante de izquierda a derecha.

Se cierra la llave inferior, manteniendo abiertas las otras, se hace el vacío en el cilindro de hierro por medio de la bomba rotativa anteriormente mencionada y una vez verificado éste hasta su máximo, se cierran las otras llaves. Se abre cuidadosamente la llave superior del tubo barométrico para que éntre el aire. Tomándolo con unas tenazas de hierro, se desconecta el tubo de acero del aparato, evitando así el contacto con las manos, se pesa cuidadosamente, obteniendo así la tara del cilindro. Este cilindro vacío se ha pesado sin el pico de acero que se queda en el anillo del soporte.

El cilindro de acero vuelve a conectarse al tubo barométrico del aparato como anteriormente se ha indicado, ajustándole el pico de acero del soporte.

Se procede a pesar la taza de hierro teniendo así su tara.

Se vierte mercurio hasta el cero de la escala interior de la taza y se pesa, teniendo así el peso de la taza con el del mercurio.

Se coloca la citada taza debajo del pico de acero, teniendo la precaución de que este pico penetre hasta el fondo de la taza.

Se abre la llave inferior para que el mercurio suba en el tubo vacío y cuando el mercurio de la taza no disminuya su nivel, se cierra la llave inferior, se abren las dos llaves superiores, conectando la del tubo barométrico con la bomba rotativa y aspirando, después de tener un regular vacío, se cierra la llave superior del tubo barométrico y se abre la llave inferior, para permitir al mercurio llenar completamente el cilindro de acero y penetrar en el tubo barométrico, hasta la altura correspondiente a la presión barométrica del día en que se hace la experiencia, cerrando la llave inferior en el momento en que se detenga la columna de mercurio en el tubo barométrico. Se abre cuidadosamente la llave del tubo barométrico dándole vuelta de 45°, para la entrada del aire, evitando así la rotura del tubo barométrico por la entrada brusca del aire. Se anota la altura que subió el mercurio en el tubo barométrico, por la escala que se encuentra fija en el soporte. Se somete entonces el mercurio que se encuentra en el tubo de acero a una presión de dos atmósferas, por medio de vueltas de rosca de los tapones, anotando los números de las escalas de los tapones, para que cuando se haga la otra pesada con la pólvora, estos tapones estén cerrados bajo las mismas vueltas de rosca y como consecuencia bajo la misma presión. Se desconecta el pico de acero para que el mercurio caiga en la taza, y el tubo barométrico de la llave superior, e inclinándolo hacia adelante, para recoger el mercurio que le haya quedado y verterlo en la taza, o abriendo la llave que tiene en su parte baja y recibiendo el mercurio en un recipiente que se coloca cerca.

Hecho esto, se desconecta cuidadosamente el tubo de acero del barométrico, y se desmonta el tubo de acero del soporte siempre ayudado con las tenazas para evitar que el recipiente y el mercurio del tubo se calienten demasiado. [1] Se quita el mercurio que se adhiere a los hoyos taladrados de los tapones por medio de un cepillo, vertiendo el mercurio en la taza de hierro. Finalmente se pesa el tubo de acero lleno de mercurio y se le resta el peso del tubo vacío, obteniendo así el peso del mercurio; este peso debe ser igual a la disminución de peso de la taza con el mercurio sobrante, si la operación está bien hecha, o haber una diferencia muy pequeña entre ambos pesos. Además del peso del mercurio, se toma la temperatura del mercurio a la hora de la experiencia. Estos datos, peso y temperatura del mercurio, sirven después para hacer las operaciones.

El peso (P) está marcado en tablas especiales para tubos llenos de mercurio a diferentes temperaturas. Estas tablas están hechas especialmente para cada tubo en los laboratorios para análisis de pólvoras. Sin embargo, se recomienda proceder al principio, una o dos horas después del examen y hacia el fin de éste, a una determinación del peso del mercurio para ver si la indicación de la tabla está bien, o si algunas diferencias han aparecido en

---

(1) Para manipular el tubo de acero en caso de ausencia de tenazas apropiadas, es conveniente tomarlo siempre de las tubuladuras finales y no del centro del cilindro. Si se ven aparecer burbujas de aire durante la operación, a fin de descubrir de dónde salen, se deben cerrar sistemáticamente uno después de otro, todos los puntos provistos de empaques.

la capacidad del contenido del tubo, o si el mercurio no se ha salido del tubo por algún punto. El peso parece estar mejor controlado por la disminución de peso de la taza de hierro en el mercurio sobrante anteriormente expuesto.

Después se vacía el tubo del mercurio, colocando éste en la taza de hierro, al abrir las llaves. Se desatornillan los tapones y se limpian bien todas las partes del aparato.

Se tapa el tubo con el tapón superior por vueltas de rosca.

Se pesan aproximadamente diez gramos de la pólvora lo más exacto posible (sensibilidad 1/10 de miligramo). Esta pesada se hace sobre papel satinado, o por diferencia de una cantidad tomada de un pesafiltro, en el que se ha colocado previamente la pólvora, para evitar su alteración. Se introduce esta cantidad en el interior del tubo de acero y se tapa herméticamente con el otro tapón, cuya llave ha sido cerrada con anterioridad. Se hace entrar el mercurio como se explicó anteriormente. Se determina la temperatura del mercurio. Hay que tener presente que el mercurio debe subir en el tubo barométrico a la misma presión en que se efectuó la primera determinación y los tapones deben estar siempre bajo los mismos números de sus escalas que en la primera determinación, y si fuere posible que la temperatura del mercurio sea la misma.

Finalmente se pesa el tubo, conteniendo la pólvora y el mercurio, con las mismas precauciones que al principio se tomaron.

La cantidad de mercurio que cabe en el tubo, dividida por la densidad del mercurio a la temperatura en que se hace la experiencia, nos da el volumen del tubo. PHg/d. Hg V.

La densidad (d) del mercurio a la temperatura (t^o) está determinada por la fórmula:

$$d = \frac{D\,(\text{densidad del mercurio a } 4^\circ\text{ C.})}{1 + 0.00018\ t^\circ} \quad \frac{13.596}{1 + 0.00018\ t^\circ}$$

Pc = Peso del cilindro vacío.

PcHg = Peso del cilindro lleno de mercurio.

Pcp = Peso del cilindro con la pólvora.

PcpHg = Peso del cilindro con la pólvora y el mercurio.

Fórmula:

$$D = \frac{Pcp - Pc.}{\left(\frac{PcHg - Pc.}{d}\right) - \left(\frac{PcpHg - Pcp}{d}\right)}$$

Siendo (d) el peso específico medio del mercurio a t^o de temperatura en que se efectúa la experiencia.

Es cómodo establecer tablas según estas fórmulas, permitiendo leer directamente los pesos específicos del mercurio así como el de la pólvora a diferentes temperaturas.

Número 13.—*Sensibilidad al choque:* La sensibilidad al choque de un explosivo se mide dejándole caer encima un determinado peso desde diferentes alturas, y anotando aquella altura en la cual tiene lugar la explosión. El aparato más usado es el martillo de caída de Kast (figura 83). Consta de un dispositivo automático que intercepta el regreso del martillo (peso que se desliza entre dos guías verticales, que viene a caer sobre un yunque encajado en acero templado).

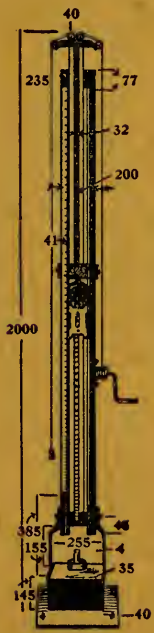


Fig. 83

El dispositivo de guías que deben estar perfectamente pulidas, para que la caída del peso se semeje a la caída libre, está provisto de soportes que permiten fijarlo a la pared y la circulación del aire, para mantener determinada temperatura durante la experiencia, pues la influencia de ésta es muy grande en estas determinaciones (a 30° C, la altura de caída es un 25% menor que a 15° C), se acostumbra hacerlas a 18 ó 20° C. Cuando se arma el aparato es importante asegurarse que las dos guías están perfectamente paralelas entre sí y perpendiculares al yunque. Estas condiciones se aprecian, una vez armado, el martillo debe resbalar

libremente sin tropezar entre las guías. Las ligeras diferencias entre el paralelismo de las guías puede corregirse fácilmente por medio de tornillos de fijación laterales. Es conveniente untar siempre ligeramente los resbaladores con vaselina, lo mismo que los pernos que sujetan el martillo.

Después de armar las guías, se pone la base de hierro colado de tal modo que el percusor de los pesos al caer, venga a dar exactamente sobre el punzón de acero que se encuentra en la culata de protección de cobre, que debe estar sobrepuesta en el yunque de acero templado encajado en el zócalo de hierrro colado. Se recomienda fijar en el suelo con cemento el sócalo de hierro.

Manera de hacer el exámen

Las muestras del explosivo deben ser finamente divididas y repartidas. Se colocan en capas de un máximum de altura de un centímetro, en el desecador de cloruro de calcio al vacío, durante veinticuatro horas.

Se coloca de 0.05 a 0.10 gramos de explosivo en capa delgada sobre el yunque, se cubre con el punzón de acero fijo en la culata de protección, con el objeto de que el peso no actúe directamente sobre él y

evitar toda fricción. Se fija el martillo (figura 84) de 2 ó de 5 kilogramos, a la altura necesaria, después se jala la cuerda que está puesta del lado izquierdo y que es guiada por poleas ranuradas, para libertar el martillo. Todo explosivo debe ser sometido a la prueba con el martillo de 2 kilos y con el de 5 kilos. Se emplean aparatos de 9 metros de longitud, con pesos de 250 kilogramos, que permiten hacer la experiencia sobre 25 gramos de explosivo, en condiciones más aproximadas a la realidad.

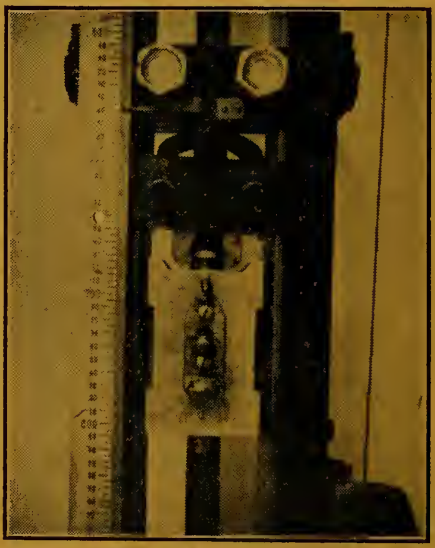


Fig. 84

Es necesario proceder a seis exámenes cada vez y a diferentes alturas, cada vez CON NUEVA MUESTRA. El martillo deberá caer una sola vez, es decir que no debe rebotar.

La altura a la cual la muestra empieza a detonar regularmente una vez en los seis ensayos, con explosión definida o combustión absoluta, determina el grado de sensibilidad.

Es indispensable limpiar bien el yunque y el punzón antes de cada prueba,

Para medir la fuerza explosiva de una pólvora por el procedimiento del martillo de Kast, se emplea el aparato de la figura número 85.

Fig. 85

Número 14.—Las pólvoras cuyas condiciones físicas resulten fuera de las tolerancias aceptables, pasarán sin embargo a sufrir los demás ensayos; dándose cuenta a la Sección de Artillería del Estado Mayor del Ejército, para la decisión que estime conveniente en vista de los informes.

Número 15.—Humedad (contenido de volátiles y de nitroglicerina).

Humedad: Se llama en análisis de los compuestos explosivos, la pérdida de peso por elevación moderada de la temperatura, a menos de 100° C. (baño de maría).

a) Del aparato: El aparato que sirve para esta determinación (figura 86), se compone de un recipiente de aluminio con reborde, cuyo diámetro interno es 59 milímetros; diámetro del reborde interno, 7 centímetros, por 16 milímetros de altura y un milímetro de espesor. Sobre el borde de este recipiente cilíndrico, descansa obturando incompletamente el recipiente un cono de vidrio cuya altura interna es de 10.5 centímetros y la externa 11 centímetros, y su base tiene de diámetro externo 6.8 centímetros.

Todo el aparato está colocado sobre un disco de cobre de 10 centímetros de diámetro, por un milímetro de grueso. Este disco es colocado directamente sobre el baño de maría (figura 87.)

Cuando el explosivo contiene nitroglicerina, ésta puede determinarse, porque es completamente condensada en el aparato, y la pérdida de peso puede considerarse únicamente como agua y disolventes volátiles.

Fig. 86

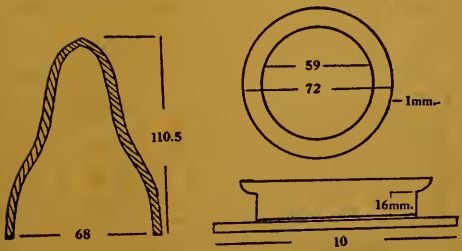


Fig. 87

La nitroglicerina se deposita completamente sobre el cono de vidrio en forma de gotas aceitosas de color ligeramente amarillento o amarillas, según la clase del explosivo;

b) Manera de proceder: Si la pólvora es de cañón, hay que triturarla de tal modo que el lado máximo de los trozos resultantes sea de unos cinco milímetros. Esta trituración debe hacerse a mano con alicates cortaalambres, después de que los trozos se han partido con un mazo.

El aparato se lleva previamente en una estufa a peso constante, dejándole enfriar en un desecador, hecho esto se tiene la tara.

Se pesan CINCO gramos de explosivo, previamente pulverizado como se ha indicado; se colocan en el recipiente de aluminio, el que se cubre con el cono de vidrio y se lleva sobre el disco de cobre, que está previamente calentado por el vapor de agua del baño de maría citado anteriormente. Se tiene así por un tiempo que varía desde una hora hasta dos y tres, según el explosivo, hasta tener peso constante (pesando para mayor seguridad, cada dos horas), dejando enfriar en el desecador antes de cada pesada aproximadamente ochenta minutos. Cuando el peso no cambia, se procede al cálculo.

EL CONO DE VIDRIO NO DEBE OBTURAR COMPLETAMENTE EL RECIPIENTE DE ALUMINIO, PARA DEJAR ESCAPAR LOS PRODUC-

TOS QUE CONSTITUYEN LA HUMEDAD, para lo cual se dobla ligeramente el borde del recipiente de aluminio, a fin de que los vapores (acetona y agua generalmente), puedan escapar.

Entre mayor es el contenido de nitrocelulosa, más tiempo hay que desecar el producto, por ejemplo: una hora para el "Corditt de 37%", dos horas para el mismo producto de 65%, suponiendo que no contenga más de 1.3% de humedad.

Se admite en las pólvoras de 1.3 a 2% de humedad, para las pólvoras de salvas no se fija límite. Las pólvoras de guerra deben salir del taller con un promedio de 1.65%, con tolerancia de 0.2.

Número 16.—c) *Acidez:* Consiste esta prueba, en determinar el tiempo en que el explosivo resiste la temperatura de 80° C, sin desprender vapores nitrosos, producidos por los ácidos puestos en libertad o por ácidos que hayan quedado a la pólvora por defectos de su preparación, estos vapores no son visibles a la simple vista y sólo se aprecian con papeles impregnados de reactivos sensibles (cloroyoduro de cinc, sulfato de difenilamina y clorhidrato de metafenilenodiamina), en presencia de alcoholes poliatómicos (glicerol) o de glúcidos (sacarosa).

El tiempo que debe durar esta prueba es para las diversas pólvoras, de 60 minutos.

Número 17.—El aparato donde se hace esta prueba (figura 88), consta:

1º—De un recipiente cilíndrico o rectangular de metal o de vidrio resistente al calor, de 15.8 centímetros de diámetro por 19 centímetros de altura, con una capacidad de 3.73 litros, su tapadera de metal, con siete agujeros de dos centímetros de diámetro cada uno, en cada agujero van tres lengüetas de metal hacia el interior de nueve centímetros de largo, para proteger los tubos de vidrio y el termómetro, que se colocan en los citados agujeros (figura 89).

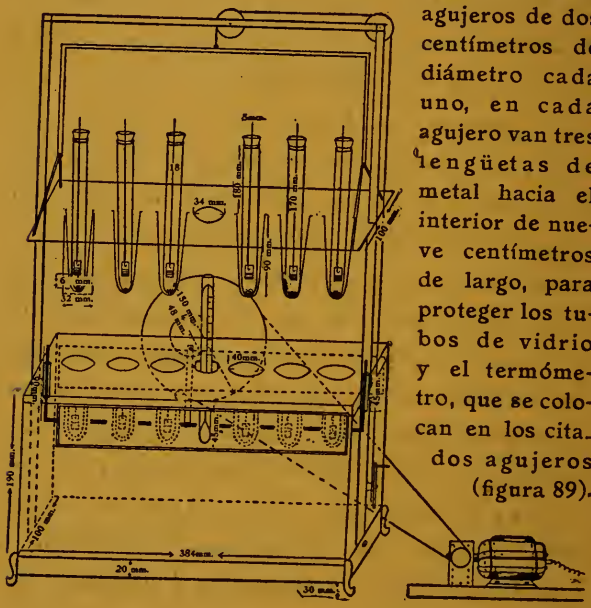


Fig. 88

2º—De un disco o lámina agujereado agitador, que por medio de dos guías colocadas en la tapadera, penetra simétricamente en el interior del recipiente y

es movido por una barra conectada a unas poleas (polea pequeña 4.8 centímetros, polea grande 15 centímetros), que son accionadas por una faja a un motorcito eléctrico.

3º — De un calentador eléctrico, provisto de su resistencia para graduar la temperatura (figura 90).

4º — De un trípode de 20 centímetros de altura, para sostener el aparato, atornillado a una mesa.

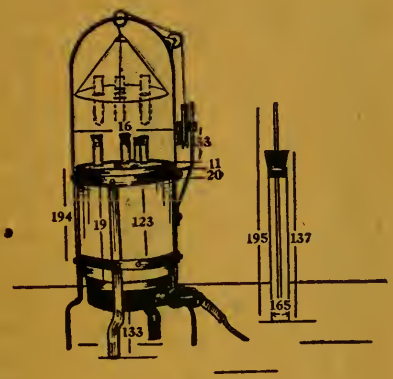


Fig. 89

5º—De un termómetro de 0º C, a 300º C, bien contrastado, el que se coloca en el agujero del aparato, y está protegido por una vaina (figura 90) metálica.

6º—De una lámina agujereada provista de un aro de donde se sujeta una cuerda, la cual pasa por poleas ranuradas colocadas en un soporte, para levantar todos los tubos cuando se necesita. Esta lámina tiene por la parte inferior tres guías que se introducen en la tapadera del recipiente.

7º—Seis tubos de vidrio de 16 a 18 centímetros de largo por 1.5 a 1.8 de diámetro, que se introducen en los agujeros antes mencionados.

8º—De unas treinta perlas de vidrio que se colocan en el fondo del vaso para evitar sobresaltos del líquido cuando éste se calienta.

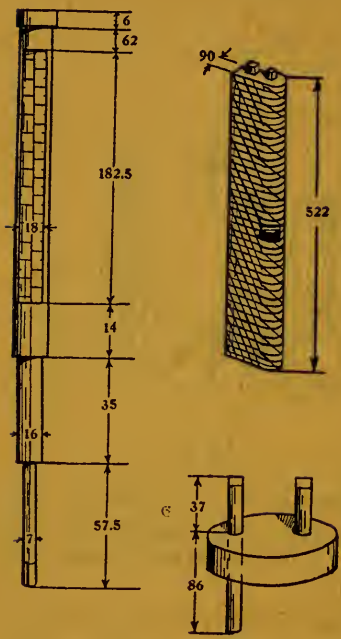


Fig. 90

9º—De parafina líquida que llena el recipiente hasta una altura de 14.5 centímetros, para que los tubos y el bulbo del termómetro entren en el baño de parafina 4.5 centímetros.

10—En el interior de los tubos de vidrio van varillas de vidrio de 5 milímetros de diámetro por 170 milímetros de largo, que atraviesan tapones de corcho y que en el extremo inferior terminan en ganchos, sea del mismo vidrio o de hilo de platino, en el que se suspenden cuidadosamente por medio de pinzas los pedazos de papel reactivo que va a servir para la experiencia. Debe tenerse cuidado que el borde inferior del papel diste de la superficie de la pólvora 6 milímetros.

11.—De un cronómetro de mesa o de pared, para anotar las horas, minutos y segundos que dura la prueba.

Número 18.—De la preparación de los papeles reactivos:

Se cortan tiras de papel filtro de cenizas taradas, de 10 milímetros de ancho, en lugar limpio y con tijeras o guillotina que solamente a ésto se destina.

a) Preparación del reactivo cloroyoduro de cinc:

Almidón de trigo en polvo impalpable 4 gramos
Agua destilada hervida y caliente .... 400 c. c.

Se deslíe el almidón en el agua destilada caliente, haciendo uso de un pequeño mortero de porcelana.

Cloruro de cinc ..... 20 gramos
Agua destilada hirviente ..... 200 c.c.

Esta solución hirviente, se agrega a la solución de engrudo formada en un principio. Se hierve reemplazando el volumen de agua evaporada, hasta que la mezcla de los dos líquidos resulte casi clara, o sea hasta que el almidón se haya transformado en engrudo lo más posible, operación que exige aproximadamente dos horas.

Se agregan unos 200 c. c. más de agua destilada, hervida.

Yoduro de cinc ..... 2 gramos
Agua destilada hervida ..... 10 c. c.

Se agrega esta solución de yoduro de cinc a la solución de almidón y cloruro de cinc, y con agua destilada recientemente hervida se diluye el líquido hasta el volumen de mil centímetros cúbicos en un balón aforado.

En este líquido se sumergen las tiras de hojas de papel filtro sin cenizas, las que se dejan secar en el vacío en desecador de cloruro de calcio, al abrigo de la luz. Es conveniente hacer esto último, para evitar la acción del anhídrido carbónico del aire que siempre altera el papel humedecido, poniendo en libertad yodo, alterando el reactivo. Después se cortan las tiras en trozos de 2 centímetros y se conservan al abrigo de la luz en frascos obscuros de tapón esmerilado y de boca ancha o bien en frascos envueltos en papel negro.

Estos papeles reactivos, deben probarse antes de emplearlos y renovarse si fuere posible cada tres meses.

b) Solución de sulfato de difenilamina:

Difenilamina	0.10	gramos
Agua destilada hervida	40	c. c.
Acido sulfúrico D. 1.84	10	c. c.

Esta solución una vez fría se le agregan 50 c. c. de glicerina pura. Con este reactivo se mojan antes de usarlos, los trozos de papel filtro cortados previamente (de 10 por 20 milímetros).

c) Reactivo Spica:

Cloruro de metafenilendiamina . . .	0.10	gramos
Agua destilada hervida	50	c. c.
Solución de sacarosa al 50% . . .	50	c. c.

Con este reactivo se mojan los trozos de papel filtro antes de usarlos.

Todos estos reactivos deben guardarse en frascos café obscuro, de tapón esmerilado, y en lugar fresco.

Número 19.—Del lugar que debe ocupar el aparato para verificar esta prueba y de las precauciones que hay que tomar para hacerla.

Siendo los papeles reactivos extremadamente sensibles, la experiencia debe hacerse en una habitación libre de toda emanación ácida y lejos de edificios o laboratorios, donde pueda sospecharse la producción de humos o de vapores ácidos. Es preferible que el aparato esté colocado dentro de una vitrina especial, rodeada de vidrios que ajusten herméticamente, siendo el lado opuesto al operador con suficiente luz, con vidrios opacos para poder apreciar bien los cambios de coloración de los papeles reactivos (detrás de estos vidrios opacos, puede penetrar luz natural o artificial, según sea la hora de la experiencia), la vitrina debe tener su chimenea suficiente para el tiro de los gases y vapores, desprendidos y después de cada operación debe ventilarse perfectamente, para evitar errores.

La vitrina debe tener en el lado superior, ventiladores eléctricos para renovar el aire después de cada operación.

Los vestidos del operador deben ser, antes de la prueba, ventilados suficientemente.

Antes de comenzar la experiencia, el operador se lavará las manos con una solución de hidróxido de sodio al 2.5%, se secará con papel filtro o en su defecto con papel secante, se pasará nuevamente agua destilada en regular cantidad y se secará con papel filtro.

Con tijeras o con alicates cortaalambres bien limpios, se corta la pólvora en trozos pequeños, se medio pulveriza en un mortero de madera, se pasa por un tamiz cuyas mallas tengan una separación de 0.5 milímetros y se guarda en un frasco de caucho de boca ancha, limpio y seco.

Se saca la pólvora, se envuelve en papel filtro haciendo un paquete; se seca en una estufa entre 45° y 50° C, durante cuatro horas consecutivas hasta peso constante, después se somete a golpes con un mazo, se tritura en un molino especial y luego en un mortero de madera hasta reducirla a polvo impalpable. Se tamiza nuevamente, escogiendo la pólvora que haya pasado por un tamiz, cuyas mallas tengan de separación 1.2 milímetros y deje de pasar por otro de 0.7 milímetros (estos números son para pólvoras delgadas), para las pólvoras gruesas se toman tamices cuyos límites son de 0.7 a 1.7 mms.

Se envuelve nuevamente entre papel filtro y se mantiene 24 horas a la temperatura del laboratorio donde se hace el análisis. (Véase el número 37.) Los tubos de vidrio, las varillas y los tapones que sostienen a éstas, deben ser lavados previamente con agua destilada y secados a la estufa.

Número 20.—De la comprobación del papel reactivo de cloroyoduro de cinc.

Para ver si los papeles reactivos están en buen estado, se hace una solución de ácido acético glacial al 50% en agua destilada, y tomando una gota de la citada solución, con una varilla de vidrio bien limpia, se coloca sobre el papel reactivo; éste NO DEBE TOMAR COLORACION AZULADA, si la toma debe desecharse.

Número 21.—De la verificación de la prueba.

Se comienza por conectar el aparato descrito en el número 17, que va a servir para el ensayo, para que a la hora que se terminen las otras operaciones, preliminares éste tenga la temperatura de 80° C.

Se pesan seis dosis de pólvora, de un gramo cada una, sobre papel satinado y se colocan en los tubos del aparato anteriormente descrito, teniendo cuidado que la pólvora caiga en el fondo del tubo evitando que queden partículas adheridas a las paredes, lo cual se logra golpeando el tubo suavemente, o bien con una pluma o con una varilla de vidrio limpia.

En los ganchos de las varillas de vidrio que están en los tapones de corcho, se suspenden cuidadosamente, tomándolos con unas pinzas, las tiras de papel reactivo (en el caso del papel de cloroyoduro de cinc) o de papel filtro sin cenizas en el caso de los reactivos de sulfato de difenilamina y de reactivo Spica.

Se toman dos varillas para poner en cada una el reactivo de cloroyoduro de cinc. Una vez suspendidos los papeles citados, se humedecen en su parte inferior cada uno por medio de una varilla de vidrio en la cual se toma una gota de solución de glicerina al 10% y se aplica al borde inferior, para que por capilaridad humedezca la mitad del papel.

En otras dos varillas, en las que se han suspendido trozos de papel filtro sin cenizas, se humedecen de la misma manera con el reactivo solución de sulfato de difenilamina y en las otras dos varillas se hace la misma operación con el reactivo Spica.

Se tienen así preparados los papeles reactivos (el objeto de emplear distintos papeles reactivos, es porque existen substancias que se agregan a las pólvoras en su fabricación (cloruro mercúrico, el alcanfor, la fenilamina, la monofenilamina, el carbonato de sodio, la urea y otras muchas substancias más, que ejercen notable influencia en la prueba de acidez, haciendo aparecer como estables, pólvoras que en realidad no lo son), estos cuerpos citados enmascaran la acidez para el papel de cloroyoduro de cinc, pero no para los otros dos reactivos).

Con su respectivo tapón de corcho y su varilla, se tapa el tubo y se coloca en la plancha perforada que está fuera del baño, los agujeros de esta plancha están numerados, para poner en los dos primeros los tubos con cloroyoduro de cinc, los otros

dos con sulfato de difenilamina y los otros dos con reactivo Spica, teniendo cuidado que el borde inferior del papel diste de la superficie de la pólvora SEIS MILIMETROS y que el papel no toque el tubo de vidrio.

Número 22.—Calentamiento: Cuando la temperatura del baño tiene 80° C, fijos durante cinco minutos o más tiempo, lo que se consigue por medio de la resistencia del aparato, se procede a bajar el soporte con los tubos, soltando la cuerda que sostiene la citada plancha, todos entran a un mismo tiempo en el baño y quedan a una misma altura (los tubos deben estar introducidos en el líquido del baño 45 milímetros). Se anota la hora en el cronómetro y se procede a sacarlos [1] cada 5 minutos para observarlos (si a la primera observación, se ve en las paredes superiores del tubo vapor de agua condensada, se procede a secarlo con papel de filtro, haciendo un cartucho de éste e introduciéndolo para frotar las paredes del tubo), siempre se observa la línea de separación de la parte humedecida de la seca en los tubos número uno y número dos, un trazo pardo tenue, que desaparece al poco tiempo, o que aumenta de intensidad volviéndose azul, se anota la hora de su formación y la hora de cuando tome este color en cada uno de los tubos con cloroyoduro de cinc, con los otros tubos también tomarán coloración azul, anotándose el tiempo en el que cada papel tome su coloración. Luego se tomará el promedio de los seis resultados.

---

(1) No es necesario sacarlos cada cinco minutos cuando el aparato tiene una ventana de vidrio para hacer las observaciones.

Número 23.—La pólvora es:

EXCELENTE, si resiste la prueba SESENTA MINUTOS sin aparecer la coloración azulada.

DE SERVICIO ORDINARIO, si resiste entre TREINTA y SESENTA MINUTOS, sin aparecer la coloración azulada.

DE SERVICIO INMEDIATO, si resiste entre DIEZ Y TREINTA MINUTOS sin aparecer la coloración azulada.

INUTIL Y PELIGROSA, si no resiste DIEZ MINUTOS, para que aparezca la coloración azulada.

Cuando la pólvora se clasifica de servicio inmediato, se entregará para su consumo en breve tiempo.

Cuando la pólvora se clasifica de inútil por efecto de este ensayo, habrá de esperarse hacer la clasificación definitiva conforme al resultado de las otras pruebas.

Número 24.—Una vez clasificada la pólvora conforme lo establecido en el artículo anterior, si se trata de descalíficarla para el servicio, deberá repetirse la prueba con tubos, varillas y tapones bien limpios, para cerciorarse que la acidez no es debida a la mala limpieza de los tubos y de repetirse malo el resultado, se harán nuevos ensayos con muestras procedentes de cada uno de los tres paquetes por separado, toda vez que la acidez pudiera tener lugar solamente en algún empaque por defecto de limpieza y conservación. De ser todavía positivo, se pedirán tres nuevos empaques para hacer la prueba, anotándose todos los cambios observados (tiempo que ha tardado en aparecer el color azulado en cada

uno de los tubos, tiempo que tienen los papeles reactivos de haber sido elaborados, modo de conservación de los papeles reactivos, etcétera).

La pólvora que no satisfaga las condiciones del artículo anterior, se dará aviso a la Sección de Artillería del Estado Mayor del Ejército, para las desiciones que este considere oportunas.

Número 25.—*d) Estabilidad:* Consiste esta prueba en someter el explosivo a la temperatura de 135° C, y observar el tiempo que tarda en producirse vapores rojos de peróxido de nitrógeno (estos vapores se producen ya a la temperatura de la prueba de la acidez (80° C), y son indicados por los papeles reactivos, pero al aumentar la temperatura la cantidad de vapores aumenta y la coloración inapreciable se vuelve rosa y roja). Como la intensidad de la coloración roja es variable, se elije para comparación, un tubo con color rojo tipo que se prepara de la siguiente manera:

Bicromato de potasio desecado en polvo 0.015 grs.
Sulfato de cobalto desecado en polvo .. 0.50 grs.
Agua destilada hervida en cantidad suficiente para 1000 c. c.

Además, se coloca un tubo vacío al lado, para que la comparación sea con mayor exactitud.

Se toma el promedio de los intervalos transcurridos desde la introducción de los tubos, hasta que los vapores aparecidos adquieran la coloración del color rojo tipo, que se toma como duración de la prueba.

Número 26.—El aparato donde se hace esta prueba (figura 91), consta:

1º—Una caja de cobre puro, herméticamente cerrada, para impedir la entrada del aire, por una tapadera de construcción especial que tiene unidos

Fig. 91

once tubos de latón cerrados por la parte inferior, abiertos por la parte superior, y que penetran en el interior de la caja (figura 92).

2º—Un refrigerante de cobre, adherido en la parte superior, para liquidar el gas acetato de isoamilo que se volatiliza durante la operación.

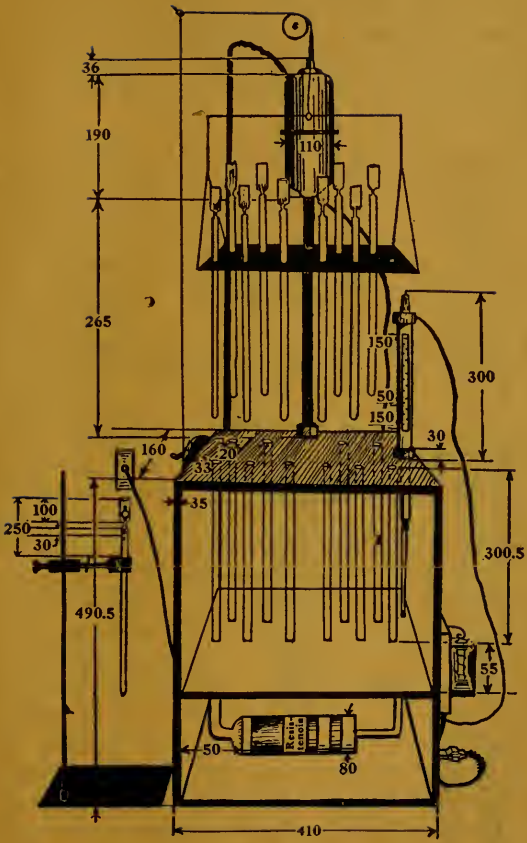

36
190
110
265
150
300
50
150
30
160
20
33
35
100
250
30
300.5
490.5
55
50
80
410

Fig. 92

3º—De un termómetro de contactos, suficientemente contrastado, para mantener la temperatura a 135º C, protegido por una vaina de metal.

4º—De un sistema de calefacción eléctrico, y regulador eléctrico de temperatura que está en comunicación con el termómetro anteriormente descrito.

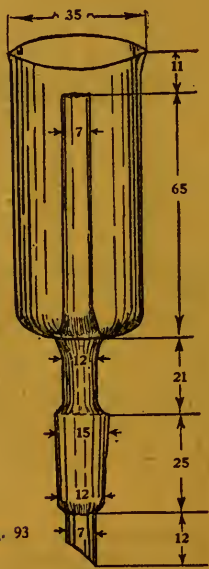


Fig. 93

5º—De diez tubos de vidrio de 320 milímetros de longitud por 15 milímetros de diámetro, de una capacidad aproximada de 100 c. c. cada uno, con una marca a la altura que corresponde a la capacidad de 50 c. c., que están destinados a recibir la pólvora para el ensayo. Estos tubos están tapados con un tapón esmerilado (fig 93), que se adapta a la boca de cada tubo; el tapón tiene en la parte superior una copa, atravesada por un tubo de vidrio que llega a las dos terceras partes del volumen de la copa; sobre este tubo, invertida,

se encuentra una probetita, cuya parte central la tiene ensanchada en forma de bola. En lugar de este tapón puede emplearse un tapón de hule con un tubo de dos bolas.

6º—De una plancha agujereada provista de un aro de metal, para poder levantar por medio de una cuerda que pasa por entre poleas ranuradas a todos los tubos y por aros de metal que se adaptan a cada tubo los cuales son tirados por cuerdas por el mismo dispositivo, para poder sacar cada tubo por separado.

7º—De perlas de vidrio (80 a 100), que se colocan en el interior del aparato para regularizar la ebullición del líquido del baño.

8º—Para evitar los peligros que pueden haber, debido a explosiones, el aparato estará colocado dentro de una vitrina de laboratorio provista de vidrios de suficiente grueso y para mayor seguridad con tela metálica, provista de suficiente luz y de vidrios opacos blancos colocados del lado opuesto del observador.

9º—De un cronómetro para anotar los tiempos en que aparecen las coloraciones.

Número 27.—Como esta prueba expresa con más exactitud la propensión que puede tener un explosivo en descomponerse, se debe considerar como fundamental entre todas las pruebas químicas, comprendiendo a las demás como auxiliares o complementarias de ella, deben extremarse todas las precauciones para que los resultados que se obtengan sean con el menor error; las manipulaciones se harán con extremada limpieza y exactitud y con todos los requisitos que exigen estas instrucciones.

Número 28.—De la verificación de la prueba:

Se comienza por introducir en la caja acetato de isoamilo de punto de ebullición de 135° C, hasta la mitad del recipiente o en su defecto, parafina líquida. Se coloca en cada tubo de metal seis centímetros cúbicos de aceite de parafina para homogeneizar la temperatura en los tubos que sirven para colocar la pólvora.

Se conecta el aparato para que llegue a la temperatura de 135° C, regulando con los contactos del termómetro que se ha colocado previamente en uno de los tubos metálicos anteriormente mencionados. En caso de que se emplee acetato de isoamilo, deberá conectarse el agua del refrigerante mientras dura la calefacción, pero si es parafina líquida no hay necesidad.

Es necesario que los tubos metálicos se introduzcan 108 milímetros en el líquido del baño y que el fondo de dichos tubos quede a una distancia del fondo del baño de 60 milímetros.

Se colocarán las perlas de vidrio mencionadas anteriormente en el fondo del baño.

La pólvora preparada como para la operación de la acidez, se deseca para que no contenga más de 1% de humedad.

Se pesan cinco dosis de dos gramos cada una de pólvora, sobre papel satinado y por medio de un embudo metálico o del mismo papel, se introducen en las probetas de ensayo, de la manera indicada para la acidez. Se unta cuidadosamente con vaselina el tapón esmerilado de las probetas y se tapa cada una con su respectivo tapón.

Se colocan las citadas probetas en la plancha agujereada citada en el punto 6 de la descripción del aparato, teniendo cuidado que cada probeta tenga su aro para levantarla por separado cuando se necesite.

A las copas de los tapones se les vierte agua destilada recientemente hervida y fría, hasta la mitad, y se tapan con las probetas ensanchadas los tubos que atraviesan los tapones.

Se coloca en el agujero del centro, el tubo que contiene el color rojo, tipo mencionado anteriormente.

Al marcar el termómetro del aparato 132° C, se bajan todas las probetas por medio de la plancha perforada que las sostiene en la parte superior del aparato, penetrando cada probeta en su respectivo tubo de latón.

Se anota la hora en el cronómetro.

Se observan continuamente todos los tubos comparándolos con el tubo que contiene la solución rojo tipo, al llegar a ponerse del mismo color, se anota el tiempo para cada tubo, y se levanta por medio de la cuerda que tira del arco que lo abraza, para evitar una explosión.

La observación debe hacerse sin sacar los tubos del baño, a través de la plancha de vidrio protector citada anteriormente, y en caso de que se saquen, será por medio de las cuerdas que sujetan sus aros y NO CON LOS DEDOS porque es peligroso. Los tubos se descargarán cuando el aparato se encuentre totalmente frío para evitar cualquier accidente.

Se toma el promedio de los cinco intervalos transcurridos para aparecer el color en los cinco tubos, que será la duración de la prueba.

En caso de obtener grandes diferencias para la duración de la prueba entre los cinco tubos, se repetirá la experiencia con cinco tubos y nuevas dosis, en el entendido que no deben aceptarse las pruebas en que estos intervalos dieran más de 15 minutos de uno a otro tubo, para lo cual, el mismo observador deberá apreciar la coloración sobre fondo blanco de una pantalla la igualdad de matiz del vapor con el rojo tipo, para cada tubo.

Esta prueba tan importante se hará por lo menos las veces necesarias para obtener dos resultados iguales, teniendo en cuenta que para evitar consecuencias accidentales en caso de explosiones de los tubos, se tomarán las precauciones necesarias para operar sobre pisos incombustibles.

Al cabo de dos horas, aproximadamente, se quitan las probetas de sus soportes y debido al enfriamiento de las probetas, el agua de la copa del tapón penetra en la probeta y humedece la pólvora (si de tapón se ha empleado tubo de bolas, es necesario para que el agua penetre en la probeta agregar mayor cantidad de agua una vez que termina el calentamiento). Se continúa agregando agua destilada recientemente hervida y fría, enjuagando al mismo tiempo el tubo o la copa y agitando enérgicamente, hasta que el agua llega en la probeta hasta una marca que ella tiene. El objeto de esta manipulación es disolver todos los gases que se han desprendido durante el calentamiento.

El contenido de la probeta se filtra por un filtro de pliegues seco y el líquido se introduce en un balón 25 c. c. de líquido filtrado, al que se agrega un centímetro cúbico de solución seminormal de permanganato de potasio y se le determina el nitrógeno según el procedimiento de Schultze-Tiemann Schloesing.

Número 29.—La pólvora es:

EXCELENTE, si la duración de la prueba es superior a TREINTA MINUTOS.

DE SERVICIO ORDINARIO, si la duración de la prueba está comprendida entre VEINTICINCO y TREINTA MINUTOS.

DE SERVICIO INMEDIATO, si la duración de la prueba está comprendida en DIEZ y VEINTICINCO MINUTOS.

INUTIL Y PELIGROSA, si la duración de la prueba no llega a DIEZ MINUTOS.

La inutilidad de la pólvora obtenida por efecto de esta prueba debe considerarse como decisiva, porque la descomposición que ha de ir avanzando está próxima a llegar a su límite, en que puede haber algún peligro, colocando desde luego en sitio aislado el lote o empaques en que se haya observado dicho efecto, y remitiendo una muestra a la Sección de Artillería del Estado Mayor del Ejército, para que, previo informe del Laboratorio de la Facultad de Ciencias Naturales y Farmacia, resuelva con urgencia lo que estime oportuno; pudiendo mojar la

pólvora mientras tanto recaiga el acuerdo, si la descomposición estuviese muy avanzada o las circunstancias de la localidad así lo aconsejen.

Con sólo la prueba de estabilidad se suspenderá la calificación de la pólvora, remitiendo una muestra a la Superioridad, para la resolución que proceda, pues si no pudiera ser consumida en muy breve tiempo en el centro donde se encuentre, tendrá que ser completamente aislada antes de su destrucción, para evitar fatales consecuencias con el resto de las pólvoras almacenadas.

Número 30.—Para mayor seguridad en la prueba de la estabilidad, es conveniente y aconsejable emplear el método de almacenaje en caliente de Pleuss, que consiste: en calentar a 75° C, en una estufa cuya temperatura se regula con tetracloruro de carbono, muestras de 5 gramos de pólvora previamente preparada como para los ensayos anteriores. Primero se tiene 16 horas a 75° C, la pólvora puesta en probetas de almacenaje abiertas, para que una vez eliminada la humedad, se cierran las citadas probetas y se vuelven a calentar hasta formación de vapores de color netamente amarillo. Es necesario abrir las probetas una vez a la semana mientras dura el almacenaje, a fin de permitir el acceso del aire para la formación de peróxido de nitrógeno, a partir del bióxido que se hubiere formado.

Una pólvora a base de nitrocelulosa de buena calidad, resiste esta prueba por espacio de diez días, lo menos.

Número 31.—Método de Schultze-Tiemann Schloesing, para determinar el nitrógeno que no está unido directamente al núcleo bencénico en los explosivos:

a) Del aparato (figura 94), se compone:

1º—Un tubo graduado en décimos de centímetro cúbico, provisto de un ensanchamiento en su parte superior y terminado en un embudo con llave (B); nitrómetro (A), el cual está envuelto en un tubo de vidrio que le sirve para refrigerarlo con una corriente de agua (C), cerrado en sus dos extremos con tapones de caucho y provisto de dos tubuladores (aa) para darle entrada y salida a la corriente de agua de refrigeración.

2º—De una copa cónica (E) por cuyo fondo penetra un tubo en forma de T invertida (D), que atraviesa el tapón de caucho que cierra el fondo del recipiente cónico (E). En la rama vertical de este tubo en T se puede enchufar a voluntad el extremo inferior del nitrómetro.

3º—De un tubo compensador (F), cuya parte inferior se pone en comunicación por medio de un tubo de goma con una de las ramas del tubo en T.

4º—De un frasco (G) colocado a bastante altura sobre el nivel del nitrómetro, cuya boca inferior se pone en comunicación por medio de un tubo de goma con la otra rama del tubo en T.

5º—De dos soportes, uno con dos pinzas y un aro para sostener en una pinza el nitrómetro, en otra el tubo compensador y en el aro la copa cónica. El otro soporte es de madera para sostener el frasco (G) anteriormente mencionado.

6°—De un matraz con tapón esmerilado (M), que lleva las pinzas (ee) para impedir que la presión de los gases generados en él destapen el matraz, de este tapón salen dos tubos (P y Q), penetrando

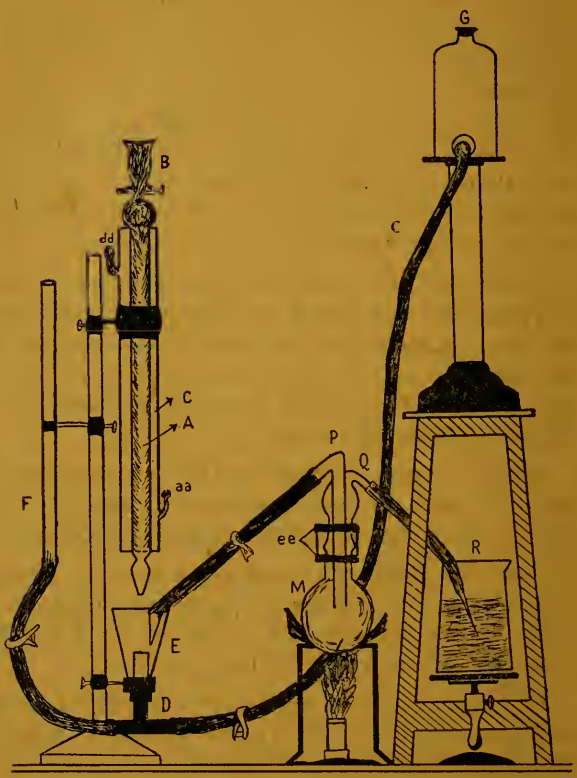


Fig 94

el tubo P algo en el interior del matraz; ambos tubos enchufan en tubos de goma gruesos, que a su vez terminan en otros tubos de vidrio afilados en punta.

7º—De cuatro pinzas de estrangulación para colocarla en cada tubo de goma de los que hacen las respectivas uniones.

8º—De un trípode con tela metálica y un mechero sobre los que se coloca el citado matraz;

b) La dosificación se efectúa de la manera siguiente: El líquido citado en el fin del número 28, ó 20 ó 30 centígramos de explosivo, que se ha secado previamente a la estufa entre 40 y 50° C, 6 u 8 horas, y que se ha guardado dentro de un pesafiltros bien cerrado, y pesado por diferencia, se colocan dentro del matraz mencionado. Con el chorro de una pipeta se lava la parte interior del cuello del matraz con agua destilada recientemente hervida.

Se separa un poco el nitrómetro de la rama vertical del tubo (D) y se llena el frasco (G) con una solución de hidróxido de sodio al 15% (20° B), la cual correrá por el tubo de goma que une al frasco con el tubo (D) y entrará en la copa cónica (E); cuando esté llena la tercera parte de esta copa, se aprieta el tubo de goma con la pinza y se enchufa el nitrómetro con su llave superior abierta al tubo (D). Se abre la pinza para que la solución de hidróxido de sodio éntre en el nitrómetro, cuando esta solución ha llenado el nitrómetro, se cierra la pinza y la llave (B) del nitrómetro.

Hecho esto, se hace el vacío en el matraz; para lo cual se sumerge el tubo que parte de (P) en el vaso (E) y el tubo que parte de (Q) en el vaso de precipitados (R) lleno de agua destilada recientemente hervida; se enciende el mechero o en su defecto una lámpara de alcohol que está debajo del matraz y se aprieta la pinza del tubo (Q). Al hervir el líquido del matraz expulsará el aire (que se verá salir en burbujas a través del líquido contenido en la copa E), y cuando todo el aire haya sido expulsado cesarán las burbujas, pues lo que saldrá será vapor de agua que es soluble en la solución de hidróxido de sodio y no forma por lo tanto burbujas; se aprieta entonces la pinza del tubo (P) y se abre la pinza del tubo (Q), dando así salida al aire, que burbujeará en el vaso (R) y al cesar las burbujas de éste, se apaga el mechero y se aprietan bien las pinzas de los dos tubos (P y Q). Se extrae casi toda el agua contenida en el vaso (R) dejando sólo la suficiente para que la punta del tubo (Q) quede sumergida y no éntre aire en él; se vierten en el vaso (R) unos 25 c. c. de una solución concentrada de cloruro ferroso (de 1.40 de densidad) y cuando el matraz esté frío, el vacío formado en su interior será suficiente para que al abrir la pinza del tubo (Q) penetre en el matraz la solución de cloruro ferroso. Al entrar unos 20 c. c. de esta solución, se quita con una pipeta parte del cloruro ferroso del vaso (R), y se vierten en él 25 c. c. de solución de ácido clorhídrico concentrado; se vuelve a abrir la pinza del tubo (Q) y se dejan entrar en matraz 20 c. c., volviendo a apretar la pinza; se llena el vaso (R) con agua destilada, se abre la

pinza y el agua lavará el interior del tubo. Apretada fuertemente esta pinza, se separa el nitrómetro del tubo (D) sin que se salga su extremo del líquido contenido en la copa (E), se enchufa al tubo de vidrio en que termina el tubo (P). Se enciende otra vez el mechero, y el calor de éste se verifica la reacción siguiente, en el supuesto de que el explosivo es una nitrocelulosa:

$$2C^{24}H^{29}O^{20}(NO^2)^{11} + 66FeCl^2 + 66HCl \rightarrow$$
$$2C^{24}H^{40}O^{20} + 66FeCl^3 + 22H^2O + 22NO$$

en la que vemos que solamente se produce un gas el bióxido de nitrógeno; pero como el HCl se separa en parte de la solución acuosa por acción del calor, esta parte se mezcla con el bióxido de nitrógeno formado, y al abrir la pinza del tubo (P) (cuando se vea, por el hinchamiento del tubo de goma, que hay presión en el matraz, esta mezcla de gases penetrará en el nitrómetro, desalojando parte de la solución de hidróxido de sodio y haciendo bajar el nivel); el ácido clorhídrico muy soluble en la solución de hidróxido de sodio, se combina con él y el producto formado se disuelve en el agua. $Na(OH) + HCl \rightarrow NaCl + H(OH)$.

Cuando cesa el desprendimiento de gas se apaga el mechero, y se leen los centímetros marcados en el nitrómetro; en caso de que la dosificación se estropeara en las dosificaciones que siguen, este volumen indicado por la solución de hidróxido de sodio, disminuído en 10, nos da la idea del resultado.

Se separa el tubo (P) del nitrómetro y se enchufa éste en la rama vertical del tubo (D), se deja enfriar, y una vez frío se igualan los niveles en el nitrómetro y en el tubo compensador; se vierte una gota de solución de hidróxido de sodio en el embudo, y subiendo o bajando el tubo compensador, se igualan las presiones de manera que la gota ni éntre ni salga del nitrómetro; se lee entonces la indicación del nitrómetro y se corrige el volumen por la fórmula

$$V = V' \; P + S' / 760 (1 \times \quad t).$$

Multiplicando después este resultado por 0.6272, se obtiene en miligramos el peso del nitrógeno contenido en el explosivo. Por este resultado se puede deducir la nitrificación de la pólvora, la que debe estar comprendida entre los límites que fija el artículo número 2 de las presentes instrucciones (12.50 a 12.70% y las pólvoras de salvas 13%).

Número 32.—*e) Explosión:* Consiste esta prueba en calentar la pólvora, y observar la temperatura a que detona el explosivo, dándonos así una idea de su estabilidad; cuando ésta disminuye, la temperatura de explosión también disminuye.

Para verificar la prueba de explosión, es necesario que el tiempo que transcurre en pasar de una temperatura a otra sea de CINCO GRADOS CENTIGRADOS POR CADA MINUTO. En esta prueba no se aprecia el tiempo sino la TEMPERATURA, siendo que el tiempo está debidamente controlado con el aumento de la temperatura de la manera antes indicada por medio de un regulador eléctrico que

posee el aparato. Una vez hechas las observaciones, se hace el promedio de las temperaturas de explosión de los distintos tubos.

El termómetro de este aparato debe ser lo suficientemente contrastado, para poder hacer lo mejor posible las observaciones.

Número 33.—El aparato donde se hace esta prueba (figura 95), es el mismo que el empleado para la acidez, variando únicamente las dimensiones de los tubos (tubos de vidrio de espesor de 0.5 milí-

Fig. 95

metros, de 125 milímetros de altura por 15 milímetros de diámetro) y el empleo del agitador mecánico ya descrito que no se emplea en la prueba de la acidez (figura 95).

Número 34.—De la verificación de la prueba.

Se conecta el aparato, de manera que suba la temperatura según se expresa en el artículo 32, es decir, que al cabo de 14 minutos tenga 90 grados centígrados, conectando al mismo tiempo el motor que mueve el agitador mecánico para homogeneizar la temperatura.

Mientras tanto se pesan seis dosis de la pólvora preparada como para la determinación de la acidez, de diez centigramos (0.10 gramos) cada una, se coloca cada dosis en su respectivo tubo con las mismas precauciones que se hace en la prueba de la acidez, se tapan suavemente los tubos con tapones de corcho y se colocan en la plancha perforada que les sirve de soporte para bajarlos a un mismo tiempo al baño, aflojando suavemente la cuerda que sostiene el citado soporte. Se anota la temperatura de explosión de cada tubo para sacar después el promedio.

Cuando el termómetro del aparato marca 100° C, se conecta el cronómetro, se bajan los tubos, de modo que al cabo de 16 minutos la temperatura haya llegado a 180° C.

Si alguna de las temperaturas de explosión de algún tubo difiere en TRES (3° C), en más o en menos de los otros, se rechazará toda la prueba que volverá a hacerse con más cuidado y lo mismo

se hará si cualquiera de las seis dosis de pólvora NO HICIERA EXPLOSION FRANCA, extremando la limpieza y cuidado en la manipulación de la polvora así como de todos los tubos que sirven para la prueba.

Número 35.—Hay que tener en cuenta que es esta prueba la más difícil de realizar y que las variaciones en el modo de operar influyen mucho en los resultados. Así, cuando se hubiera observado irregularidad en el ascenso de la temperatura (lo que se nota comparando la hora del cronómetro con la temperatura del termómetro al llegar esta a 180° C, el reloj debe marcar exactamente DIEZ Y SEIS (16) MINUTOS, si la operación ha sido bien hecha), es decir, que si ésta no haya subido exactamente CINCO grados por minuto, se repetirá la prueba hasta conseguir el resultado que se desea.

Puede también darse el caso de que sin haber tenido ocasión de observar la referida irregularidad, resulten anomalías que indican que ha existido aquélla y para preverlas, se advierte que siempre que se observen diferencias que pasen de 8° C, con respecto a los números marcados en el párrafo 36, se repita el ensayo, pues ni aun las pólvoras que se califican de malas pueden llegar a causar dichas diferencias. En caso de que no se observe explosión, debe buscarse la causa en el aparato o en los tubos, pues tal efecto sólo puede suceder cuando se haya permitido la introducción en ellos de alguna substancia extraña a la pólvora.

También hay que hacer notar la manera como hacen explosión los tubos, si ésta es franca o si es sorda.

Número 36.—La pólvora es:

EXCELENTE, si la temperatura promedio de explosión es superior a 180° C.

DE SERVICIO INMEDIATO, si la temperatura promedio de explosión está comprendida entre 178° y 180° C.

DE SERVICIO INMEDIATO, si la temperatura promedio de explosión está comprendida entre 176° y 179° C.

INUTIL Y PELIGROSA, si la temperatura promedio de explosión es inferior o igual a 176° C.

La prueba de explosión debe repetirse y asegurarse en absoluto de que no ha habido ninguna falta en el ensayo cuando la pólvora se califique de inútil, con el objeto de que la clasificación hecha pueda tener el carácter de definitiva.

Si se nota que la columna de mercurio del termómetro suba más o menos de los cinco grados por minuto, se deben retirar los tubos y empezar de nuevo la prueba con nuevas muestras de pólvora.

Número 37.—Si la pólvora tiene más humedad que la reglamentaria (más del 2%), se toman de 5 a 10 gramos de pólvora, se colocan en una cápsula pequeña de porcelana de fondo plano, se pone a secar a la estufa por espacio de dos horas, a 70° C, dejándola después absorber la humedad higrométrica del ambiente durante cuatro o cinco horas, en cuyo momento pueden hacerse las pesadas para las pruebas químicas que establecen las presentes Instrucciones.

Número 38.—Las pruebas anteriores descritas (ACIDEZ, ESTABILIDAD, EXPLOSION), son pruebas cualitativas sólo dicen si el explosivo se

descompone o no, sin fijar en modo alguno la cantidad de esta descomposición, por lo que es recomendable las llamadas pruebas cuantitativas, algo más complicadas pero de mayor seguridad y garantía.

Número 39.—Determinación del calor desarrollado:

a) Del aparato, llamado Bomba Calorimétrica, la más usada para estos ensayos es la de Bichelete y Mettegang, representada en la figura 96. Consta de dos partes: una botella (A) y el calorímetro propiamente dicho (B).

Fig. 96

La primera es un recipiente de acero forjado (figura 97), en forma de botella de unos 30 litros de capacidad, de paredes resistentes y de unos 70 kilogramos de peso; tiene tres aberturas con cierre hermético y uno central para la carga explosiva (cien gramos de alto explosivo o doscientos de pólvora) y dos laterales; una abertura de éstas da paso a un vástago aislado que conduce la corriente eléctrica que sirve para la inflamación de la carga y la otra lleva una válvula que sirve para hacer el vacío en su interior antes de la experiencia o por evacuar los gases productos de la explosión al terminar el ensayo.

El calorímetro propiamente dicho (B), es un recipiente cilíndrico construído con láminas de níquel, algunas veces láminas de cobre, que contienen una cantidad determinada de agua destilada y está forrado exteriormente con fieltro y madera para evitar toda radiación; en su interior se coloca la botella (A) que descansa sobre un trípode de madera. Algunas veces entre el recipiente en que se encuentra la botella y el recipiente aislante, existe otro vaso intermedio para asegurar así mejor cualquier clase de radiación;

b) Del ensayo: Para efectuar esta prueba, se introduce en la botella el explosivo con un detonador eléctrico, cuidando mucho que la carga ocupe el centro, sin tocar las paredes de la botella; uno de

los cables del detonador se une al vástago aislado y el otro a la válvula de ajustación, se cierra todo herméticamente y se hace el vacío en su interior por medio de una bomba rotativa. Se atornilla el "crusher" que menciona el número 40; se introduce la botella en el calorímetro (B), se agita constantemente con el agitador mecánico el agua que ha sido previamente pesada en éste, hasta que un termómetro graduado en milésimas de grado indica una temperatura uniforme en toda la masa, la cual se anota.

Fig. 97

Entonces se da fuego al detonador eléctrico y se observa la temperatura que adquiere el agua en el termómetro por medio de una lupa que se mueve en un soporte por medio de una corredera; la elevación de temperatura, deduciéndole la temperatura anotada, multiplicada por la cantidad de agua da aproximadamente el valor desarrollado durante la explosión.

Las correcciones que hay que aplicar a este resultado aproximado, dependen: de la clase y tamaño del detonador; de la cantidad de agua producida en la explosión, agua que se encontrará en la botella y si la explosión se hubiera efectuado en

el aire estaría en estado de vapor de agua, por lo cual debemos restar del calor hallado el de condensación de dicha agua, y por último, de que haya residuos sólidos, pues éstos en presencia del anhídrido carbónico pasan fácilmente a carbonatos neutros o ácidos, cuyo calor de formación habrá también que restar del total de calor medido.

Número 40.—Medida de la presión de los gases.

a) Del aparato llamado "crusher" (figura 98), en el cual unos cilindros de cobre o de plomo comprimidos por un pistón sobre el que actúa la presión de los gases, dan para su mayor y menor aplastamiento el valor de dicha presión.

La figura que representa este aparato: (A) es el pistón, (B) el cilindro y (C) un diafragma metálico que impide el paso de los gases. El cilindro B se centra en el aparato mediante una espiral de acero.

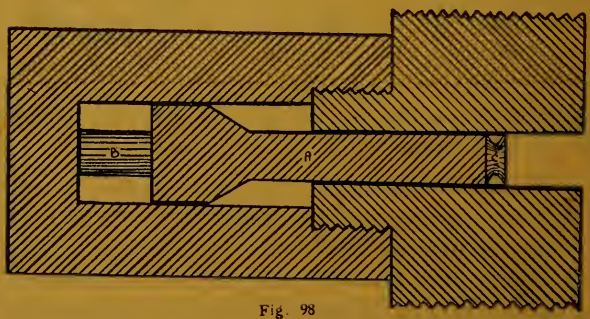


Fig. 98

b) La prueba: el aparato se atornilla en la cámara (botella de la bomba calorimétrica), donde tiene lugar la explosión y una vez verificada ésta, se mide cuidadosamente la altura del cilindro; el valor de la presión máxima a la cual ha estado sometido, se encontrará en unas tablas que acompañan al aparato. Estas tablas se forman sometiendo cilindros del mismo material cobre o plomo a una serie de impactos producidos por un cierto peso, cayendo de diferentes alturas y los kilogramos que los han producido o la presión correspondiente se tabulan.

Fig. 99

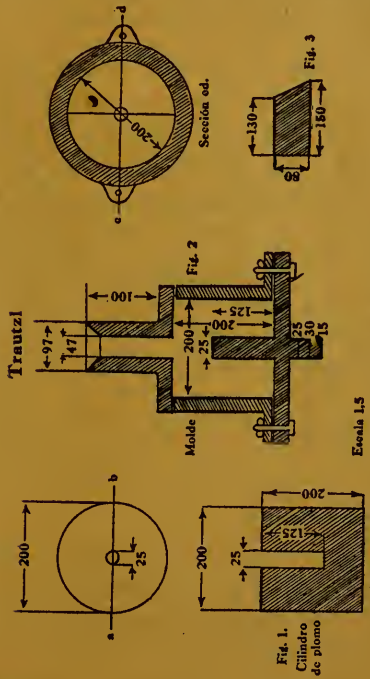
Cuando es necesario conocer no sólo la presión máxima, sino la variación de la presión en función del tiempo y obtener la curva correspondiente, se emplea otra clase de aparatos parecidos a los indicadores de las máquinas de vapor y como éstos, verdaderos registradores.

Para medir los gases de la pólvora se emplea el gasómetro (figura 99) y el aparato de la figura 100.

Número 41.—Para comparar la potencia de los explosivos se usa el método de Trautzl. Consiste la experiencia en hacer detonar cierta cantidad del

Fig. 100

explosivo que se ensaya (DIEZ GRAMOS), en el interior de una cavidad practicada en un cilindro de plomo y medir exactamente el volumen de dicha capacidad antes y después de la explosión. Para que los resultados puedan compararse, es preciso sujetarse a las reglas adoptadas por el V Congreso Internacional de Química Aplicada de Berlín, en 1903, que a continuación se mencionan (figura 101).



Número 42.—Las dimensiones son dadas en milímetros. Dimensiones del cilindro, 200 de altura por 200 de diámetro de su base. La cavidad cilíndrica también corresponde al eje y tiene 25 de diámetro por 125 de profundidad. El plomo empleado en la fabricación de los cilindros debe ser blando, refinado y tan puro como sea posible; todos los cilindros destinados a una serie de pruebas, deben provenir de una misma fundición.

Número 43.—De su empleo. Después de la colada del plomo en el molde, se dejan los cilindros el tiempo necesario para que su temperatura sea uniforme (15 a 20° C). Se pesan diez gramos del explosivo, que se envuelven en una hoja de papel de estaño, que debe pesar de 80 a 100 gramos por metro cuadrado. Se forma un cartucho de un poco menos de 25 milímetros de diámetro, que se coloca en el fondo de la cavidad, donde previamente habrá sido colocado un detonador de dos gramos.

Para el atraque, se emplea arena cuarzosa seca, cuyos granos pasen por un tamiz de 144 mallas por centímetro cuadrado, formado por hilos de 0.35 milímetros de espesor.

Después de la explosión se da vuelta al bloque de plomo y se sacan los residuos que contenga; se llena de agua la cavidad, midiendo así su volumen y la diferencia entre éste y el primitivo de la medida (comparativa) da la acción del explosivo.

Número 44.—Para los efectos del párrafo 40, se escogerá la hora de la experiencia, de modo que la temperatura se halle comprendida entre 15° y 20° C, y de no ser ésta la que marque el termómetro, deben corregirse los resultados, mediante la idea que se ha de hacer una variación de medio por ciento por cada grado de diferencia. Ejemplo: pólvora de fusil, temperatura 30° C, presión obtenida 3,350 kilogramos, corrección 167.50 kilogramos, presión corregida 3,182.50 (comprendida dentro de las tolerancias).

Número 45.—Velocidad de la pólvora. Para medir la velocidad se hace uso del cronógrafo de Boulangé, modificado por Breguet, se hace una serie de DIEZ (10) disparos, precedida de uno que tiene por objeto calentar el arma. Las separaciones deben comprobarse cada tres disparos. Las varillas se cuelgan en el momento de recibir el aviso de fuego. y en el intervalo de una a otra experiencia, estará interrumpida la corriente, intercalándose para el efecto entre los alambres conductores un interruptor.

Número 46.—Para las pólvoras de fusil, los cartuchos que se empleen deben ser cargados a mano en vainas de las usadas comúnmente, verificándose las cargas momentos antes de verificarse la prueba, pesando la pólvora en balanza de precisión. Los impactos en la plancha de tiro deben de estar agru-

pados en una zona de un decímetro cuadrado, que se marcará previamente con pintura para distinguirla de los correspondientes a series anteriores. Todo disparo que quede fuera de la referida zona se tendrá como anormal, no tomándose en consideración y debiendo hacerse otro disparo en su lugar. Para las pólvoras de cañón han de pasarse las cargas con escrupulosidad, aun cuando estén hechos los paquetes correspondientes.

Número 47.—La hora de la experiencia se escogerá según la estación, de tal modo que la temperatura esté comprendida entre 15° C. y 20° C; debiendo anotarse la referida temperatura, el grado higrométrico, la presión y el estado del cielo.

Número 48.—Fijada la temperatura entre 15° y 20° C, ha de tenerse en cuenta que a ella hacen relación los números tipos que deben obtenerse para las velocidades, por considerarse entre dichas temperaturas las variaciones de la pólvora que se hallan comprendidas dentro de las tolerancias; debiendo hacerse las debidas correcciones en el caso de que sobrepasen estos límites, bien sea por exceso de temperatura o por defecto, bajo la base de disminuir o aumentar la velocidad en la proporción de 0.10%, por cada grado centigrado de diferencia en la temperatura. Ejemplo: la pólvora de fusil, temperatura a la hora de la experiencia 25° C, veloci-

dad obtenida 696 metros (que está fuera de la tolerancia). Corrección 3.48, velocidad corregida 692.52 (comprendida entre las tolerancias).

Número 49.—La diferencia entre la mayor y menor velocidad no debe pasar:

Pólvoras de fusil, 20 metros (VEINTE METROS).
Pólvoras de cañón, 15 metros (QUINCE METROS).

Cuando las velocidades no se hallen comprendidas en los límites o no queda cumplida la anterior condición, se hacen nuevas series de ensayos para tomar el promedio de todas ellas, cuyo número se considerará como definitivo, y si tampoco es el debido, se hace la clasificación a tenor de lo que previene el número 50, sin olvidar, no obstante, las indicaciones hechas en el párrafo 5º de estas instrucciones respecto a las anomalías que pueden existir, toda vez que en esta clase de pruebas no es sólo la pólvora la que influye en los resultados, como sucede con las pruebas químicas, pues estos dependen también del arma con que se dispara y de los diversos elementos que constituyen el cartucho, los que pueden variar el forzamiento, la fuerza de engarce, la toma de fuego, etcétera, cuyas condiciones influyen de modo decisivo en los ensayos balísticos.

Número 50.—Se admite una diferencia menor de 4% (CUATRO POR CIENTO), para calificar a la pólvora de servicio inmediato y siendo de 4 (CUATRO) en adelante la que sirve para declarar a la pólvora de inútil.

Si se opera con cartuchos de fusil cargados a máquina la tolerancia en las velocidades queda aumentada con respecto a la fijada para los cartuchos cargados a mano, con arreglo a lo prescrito en el número 46.

Número 51.—La medida de las velocidades tendrá lugar como se indica en los párrafos 45 al 50, si no puede hacerse esta prueba, es suficiente substituirla por la prueba de la nitrificación ya descrita en el número 31.

Número 52.—Documentación. La documentación relativa a las pruebas de las pólvoras, se reduce a:

1º—Un libro de registro existente en el laboratorio donde se haga el ensayo, autorizado por el Estado Mayor del Ejército, en el que se anotarán los ensayos verificados en cada pólvora, aludiendo al número de la orden de envío.

2º—El envío en el que consten todos los datos de reconocimiento, para que después del examen pueda hacerse la debida confrontación.

3º—Un libro copiador de notas relativas a los exámenes que se hagan e informes que se den.

Número 53.—Si la remesa es de cartuchos de fusil cargados, se descargará el número suficiente para las pruebas químicas (que hagan un total de SESENTA GRAMOS (60), y en el caso de que se proceda ha hacer las pruebas balísticas se tendrá en cuenta que la diferencia entre la velocidad media que proporcionan los cartuchos cargados a máquina y los cargados a mano tienen una tolerancia de 10 a 20 y para las presiones de 100 a 300.

Si son cartuchos metálicos de cañón se descargaran tres de distintos empaques, aunque pueden volver a cargarse dos de ellos, por ser pequeña la cantidad de pólvora que se necesita para las pruebas químicas.

Número 54.— Pólvora de salvas. Rigen las mismas prescripciones que para la pólvora de guerra, siendo substituídas las pruebas de velocidades y presión por las siguientes pruebas:

a) Un grupo de diez disparos para observar que no hay retardo en la toma de fuego; que el sonido del disparo es análogo al que produce la pólvora de guerra, y que no produce impacto alguno en un pliego de papel colocado a SEIS (6) metros de distancia de la boca del cañón.

b) Un grupo de 25 disparos para observar la cantidad de residuos, que no debe de pasar de DIEZ CENTIGRAMOS, la que corresponde al total de dichos disparos

Número 55.—Pruebas de espoletas y detonadores.

a) Del aparato: Este aparato consta (figura 102) de una plancha cuadrada de plomo de 40 milímetros por lado y de 4 milímetros de espesor, que tiene trazadas dos diagonales para fijar su centro, está colocada sobre un cilindro hueco de acero o de hierro, de unos 15 milímetros de diámetro. Sobre el centro de la plancha de plomo se coloca la cápsula a la que se hace detonar por medio de una mecha Bickford;

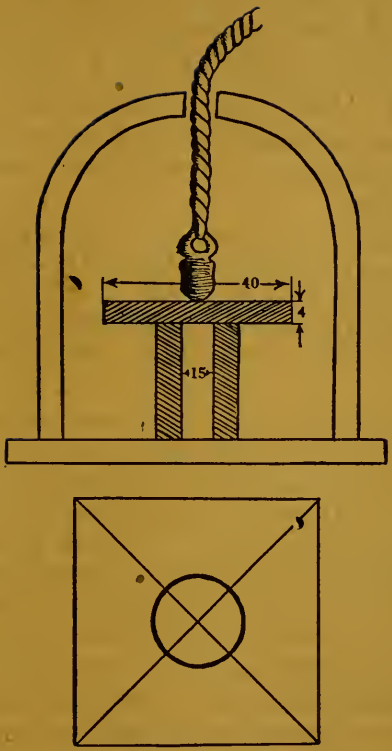
b) Interpretación de los efectos:

Poco efecto: Hay taladro, pero la cápsula se ha roto en grandes pedazos, los cuales han producido impactos alrededor del taladro central.

Mediano efecto: Hay taladro en el centro y un haz de estrías producido por los pedacitos de la cápsula, pero el haz de estrías no es regular.

Muy buen efecto: La cápsula ha sido rota en pequeñísimos pedazos y el haz de estrías es uniforme y el taladro central muy profundo.

Se ve que la violencia del detonador viene indicada no sólo por el tamaño y depresión del taladro central, sino también por el número, forma y profundidad de las estrías ocasionadas en la superficie de la plancha de plomo por los trozos de cobre de la cápsula que contiene el explosivo y muy especialmente por la regularidad de estrías.



Pruebas de espoletas y detonadores

Fig. 102

Número 56.—Conservación de los explosivos:

En todos los establecimientos y dependencias donde halla pólvora almacenada, a granel, en cartuchos metálicos o en recipientes constituyendo carga interior de granadas, se harán reconocimientos periódicos que tiendan a deducir si la referida pólvora ha sufrido alguna descomposición en el transcurso del tiempo, bien sea por efecto de su constitución íntima, bien por efecto de empaque o almacenaje.

Número 57.—Todos los años, en el mes de abril, se hará un reconocimiento general de cuantos explosivos existan en los almacenes, el cual, por lo que respecta a las pólvoras de las presentes instrucciones, ha de sujetarse a las reglas que en estos números se fijan.

Número 58.—En todos los polvorines se colocarán termómetros de máxima, cuya observación durante el tiempo de calor debe hacerse por lo menos dos veces por semana, para procurar que no se eleve la temperatura sobre 40° C, si esto ocurre algún día, se adelantarán las pruebas químicas fijadas por las presentes instrucciones para el mes de abril y si se repitiera con frecuencia la elevación de temperatura en la forma referida, se dará cuenta a la Sección de Artillería del Estado Mayor del Ejército y a las autoridades militares de la plaza, para que puedan disponer la mejora o mejoras de las condiciones del polvorín y debe en este caso, tenerse en observación constante para evitar que la temperatura pase de 45° C, de temerse esto han de tomarse todas las

precauciones que la localidad permita para desalojar el polvorín que tan malas condiciones pueda tener, con el objeto de evitar sobrevengan deterioros prematuros, sin que por esto debe considerarse que exista peligros de que ocurra una explosión, si la pólvora está en buenas condiciones.

Número 59.—Una de las anotaciones más interesantes que figuran en el estado es la de la fecha de fabricación de la pólvora y la de la carga de los cartuchos, la cual debe estar marcada en los empaques, y de no ser así, deben los establecimientos receptores indagarlas, toda vez que con dichas noticias podrá formarse idea de la duración de las pólvoras, la que es de esperar no pase de DOCE (12) AÑOS.

Número 60.—Para llevar a cabo las pruebas de conservación a que se refiere este reglamento, se sacarán muestras de tres empaques de cada una de las clases de las pólvoras y cartuchos cargados, escogiendo dichos empaques de modo que estén A DISTINTAS DISTANCIAS de las paredes y suelo y de los ventiladores que tenga el polvorín. A su vez, en cada empaque, debe sacarse pólvora tanto del fondo como de la superficie y del centro de los cajones, debiendo reunirse y homogeneizar el total antes de proceder a los ensayos, procurando operar en días despejados y manipular en lugares donde no haya humedad.

Al repetir las pruebas, bien sea por dudas en el modo de operar, o porque resulte inutilidad, se escogerán tres nuevos empaques, y si existieran diferencias o resultase también inutilidad, deberá procederse a reconocer por separado los distintos lotes, haciendo calificaciones independientes mediante el reconocimiento de la pólvora contenida en tres empaques de cada uno de los lotes.

Si en alguno hubiera también dudas o resultara inutilidad, se repetirán las pruebas escogiendo tres nuevos empaques de él, y si existiera diferencias deberá procederse a un tercer ensayo de dicho lote, el cual decidirá en definitiva, a no ser que de dicho ensayo se dedujese que la pólvora está comprendida en el caso de inutilidad decisiva a que se refiere el párrafo 25; pues si así sucediese, se procederá a reconocer empaque por empaque del lote referido que tan malas condiciones reúne, haciendo las pruebas reglamentarias para operar en la forma que prescribe dicho artículo, y si tres empaques consecutivos fueron inútiles, se propondrá por inútil todo el lote, para la debida separación de los que están en buen estado.

En el caso de pólvoras gruezas se sacan dos tubos de cada uno de los empaques, escogiéndolos del centro de los empaques, y se cortan de cada uno de los trozos en las dos extremidades y dos del cen-

tro. Estos trozos se trituran en la forma explicada, para homogeneizarlos después y proceder a las pruebas.

Número 61.—El reconocimiento de los polvorines para tomar las muestras, estará a cargo del Químico del Laboratorio del Ejército, de un Jefe de la Sección de Artillería del Estado Mayor del Ejército, de un Delegado de la Secretaría de Guerra, del Jefe del Polvorín o dependencia donde se encuentre almacenada la pólvora y del Jefe del Laboratorio Químico de la Facultad de Ciencias Naturales y Farmacia, para repartir las muestras entre el laboratorio del Ejército y el de la Facultad de Ciencias Naturales y Farmacia, y poder así llenar mejor los párrafos de las presentes instrucciones.

Número 62.—Con respecto al modo de elegir la pólvora de los diversos empaques, se tendrá en cuenta, en el caso de pruebas de fabricación, cuanto se ha prescrito para las pruebas de recepción en estas instrucciones.

Número 63.—Quizás parezca excesivo el número de detalles que se marcan en estas instrucciones, pero debe tenerse en cuenta el valor relativo que todas las pruebas tienen, y que las comparaciones serían imposibles si no hubiera la seguridad de una igualdad absoluta en el modo de operar.

Esta es la única base para que las pruebas se consideren como buenas o de buen resultado, sin que pueda admitirse variación alguna entre ellas.

mientras no sea hecha en la misma forma por los centros y dependencias que se destinan para hacer tales análisis.

Número 64.—Los Jefes o encargados de los almacenes de pólvoras y explosivos, llevarán un registro de las temperaturas todos los días en los termómetros de máxima reglamentarios en los citados centros, haciendo una curva en cuadros especiales de las diferentes variaciones para dar informe a la superioridad en caso de que se necesite, para proceder a exámenes extraordinarios de los explosivos que se encuentran bajo su custodia.

Estos exámenes extraordinarios de las pólvoras, serán ordenados por la Secretaría de Guerra, al Laboratorio del Ejército y al mismo tiempo al de la Facultad de Ciencias Naturales y Farmacia, para los efectos del párrafo 61 de las presentes instrucciones.

Número 65.—El laboratorio del Ejército, será atendido, por un Farmacéutico Químico o Químico de la Universidad de Guatemala, con certificaciones que acrediten su competencia en el ramo de pólvoras y explosivos; por un Secretario y un ayudante, que serán Oficiales graduados y por un sirviente para la limpieza y cuido de los aparatos.

Número 66.—El laboratorio del Ejército será dependencia directa de la Secretaría de Guerra y será colocado donde la superioridad disponga, haciendo su instalación apropiada, tal como lo exigen las presentes instrucciones.

ERRATAS

Pág.:	Línea:	DICE:	LEASE:
23	5	Germania	Germania
24	26	lantanó	Lantano.
25	4	otro	otros.
36	21	que se encuentran	se encuentran.
41	4	radioactivas	radiactivas.
59	2	concepción	concepciones.
64	3	llamadas	llamados.
65	11	es	en.
106	5	o elemento	o nombres.
108	24	ácido	ácida.
110	28	compuestos	componentes.
129	20	(PhO^3)	(PhO^4).
130	4		falta radicales divalentes Etileno.
130	17	la mezcla	las mezclas.
		$+ \quad -$	$- \quad +$
150	15	$Li + Cl$	$Li + Cl$.
154	4	$NaCl + electr. \rightarrow Na + Cl$	$Na\,(OH) + elect. \rightarrow Na + H + O.$
			$- \quad - \quad +$
155	29	tiene	tienen.
161	19	$+C \rightarrow Na^2S + Ca(CO^3)$	$+2C \rightarrow Na^2S + 2CO^2$.
161	20		agréguese: $Na^2S + Ca(CO^3) \rightarrow CaS + Na^2(CO^3)$.

Pág.:	Línea:	DICE:	LEASE:
165	19	O^2C	CO^2.
170	16	$H(NO^3) \rightarrow (NH^4)(NO^3)$	$2H(NO^3) \rightarrow 2(NH^4)(NO^3)+H^2O+CO^2$.
182	27	Seltz	Sedlitz.
183	22	Sulfatofenato	sulfofenato.
196	23	Al + 30	Al + 30.
		+ —	— +
221	21	Ps (SO^4)	Pb (SO^4).
227	19	+ 86°	—86°.
227	30	neideos	noideos.
227	33	tacione	taciones.
227	33	fagedenias	fagedénicas.
228	1	como	con.
235			suprimir la primera reacción y substituirla por la segunda, la cual a su vez, debe ser substituída por la tercera.
237		Fig. 29	fig. 26.
237	17	laboartorio	laboratorio.
239	11	propeidades	propiedades.
251	18	begiatosas	begiatoas.
251	23	calcoina	calcosina.
261	1	calor	color.
298	22	bases	gases.
370	2	prepración	preparación.

INDICE

Página:

Prólogo por el Licenciado Carlos Enrique Soto 9
Copia del informe rendido por la Comisión nombrada por Educación Pública 13
Copia simple del Dictamen emitido por el Estado Mayor del Ejército, acerca de la obra «Química Militar», escrita para uso de los alumnos de la Escuela Politécnica y de los oficiales del Ejército 15

PRIMERA PARTE

QUIMICA GENERAL

1.—Cuerpo 19
Nomenclatura de los cuerpos simples 20
2.—Constitución física de los cuerpos, teoría molecular.—Cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos 28
Constitución de los cuerpos según la teoría molecular 30
La molécula 31
Isomería 32
3.—Constitución química de los cuerpos, teoría atómica.—Cuerpos simples y compuestos 33
Atomo 35
4.—Constitución físicoquímica de los cuerpos, teoría electrónica.—Electrón 37
Alotropía 38
Concepto moderno del átomo 39

Página:

5.—Materia 41
Principios de termodinámica 46
6.—Definiciones y conceptos de Física y de Química 46
Concepto de la Física 46
Concepto de la Química 47
7.—Objeto, importancia y división de la Química 50
División de la Química 51
8.—Peso atómico y peso molecular. Conceptos breves sobre sus determinaciones, basándose en la ley de Avogadro y Ampere 52
Determinación de pesos moleculares 53
9.—Electropositividad y electronegatividad relativas 58
10.—Valencia.—Cuerpos que presentan valencia múltiple 64
11.—Clasificación periódica de los elementos 68
Cuadro periódico 69
12.—Notación química.—Símbolos, fórmulas: a) Globales; b) Desarrolladas y c) Esquemáticas. Radicales 81
Reglas para la escritura de fórmulas 83
13.—Nomenclatura de los cuerpos compuestos 85
14.—Compuestos binarios.—No hidrogenados ni oxigenados.—Regla general para la lectura de fórmulas ... 87
15.—Compuestos binarios.—Hidrogenados 93
16.—Compuestos binarios.—Oxigenados 94
17.—Compuestos ternarios.—Hidróxidos o bases 99
18.—Compuestos ternarios.—Oxácidos 101
19.—Compuestos ternarios, cuaternarios, etc.—Sales.—Obtención de sales 104
20.—Mezcla y combinación.—Diferencia entre una y otra 109
Mezclas.—Combinaciones.—Antes de la mezcla 112
En la mezcla 113
21.—Afinidad 114
22.—Ecuaciones químicas 117
23.—Reacción química.—a) Análisis.—b) Síntesis.—c) Substitución.—d) Metátesis 122
24.—Leyes de las combinaciones.—a) Ponderales 130
b) Volumétricas 133

SEGUNDA PARTE

QUIMICA ESPECIAL

Página:

25.—Elemento hidrógeno 137
Protóxido de hidrógeno 140
Usos del agua 147
26.—Elementos.—Litio, sodio, potasio y radical amonio 149
Sodio 152
Potasio 156
Radical amonio 158
27.—Carbonatos de sodio y nitratos.—Cloruro de sodio.. 159
Carbonato neutro de sodio 160
Carbonato ácido de sodio 162
Nitratos.—Sodio 163
28.—Hiposulfito de sodio, nitrato de potasio, permanganato de potasio, bicromato de potasio, nitrato de amonio, clorato de potasio, cloruro de amonio 165
Nitrato de potasio 166
Permanganato de potasio 167
Bicromato de potasio 169
Nitrato de amonio 170
Clorato de potasio 171
Cloruro de amonio 172
29.—Elementos.—Glucinio, magnesio, calcio, estroncio, bario 174
Magnesio 176
Calcio 178
Estroncio 179
Bario 180
30.—Oxido de magnesio, sulfato de magnesio, óxido de calcio 181
Sulfato de magnesio 182
Oxido de calcio 184
31.—Elementos.—Cinc y mercurio 185
Mercurio 189
Resumen comparativo 191
32.—Oxido de cinc y cloruro de cinc 192
Cloruro de cinc 193
33.—Elemento.—Aluminio 193

Página:

34.—Elemento.—Carbono, carbones usados en la fabricación de pólvoras "brulotes", carbón rojo, carbón negro mate 198
Grafito 202
Formas alotrópicas del carbón 203
a) Carbones naturales 203
b) Carbones artificiales 204
35.—Oxido de carbono, oxicloruro de carbono (fosgeno) 211
Oxicloruro de carbono (fosgeno) 213
36.—Anhídrido carbónico 215
37.—Sulfuro de carbono, cloruro estánnico 218
Cloruro estánnico 220
38.—Elemento.—Plomo 221
Resumen comparativo 223
39.—Elemento.—Nitrógeno 223
40.—Amoníaco 225
41.—Acido nítrico 226
42.—Bióxido y peróxido de nitrógeno 228
Peróxido de nitrógeno 230
43.—Elemento.—Fósforo, anhídrido fosfórico 233
Procedimiento eléctrico 236
Anhídrido fosfórico 242
44.—Antimonio, sulfuro de antimonio 243
Sulfuro de antimonio 246
45.—Elemento.—Oxígeno.—Ozono 246
Ozono 248
46.—Elemento.—Azufre 251
47.—Acido sulfhídrico 258
48.—Anhídrido sulfuroso y anhídrido sulfúrico 259
49.—Acido sulfúrico 261
50.—Anhídrido crómico 265
51.—Elemento.—Flúor, cloro 267
Cloro 269
52.—Elemento.—Bromo y yodo 271
Yodo 273
Resumen comparativo 274
53.—Acido clorhídrico 274
54.—Elemento.—Hierro 276
Altos hornos de fundición 278
55.—Aceros, convertidores de pudelado y de Bessemer 287
Reacciones de las sales de hierro 292

TERCERA PARTE

EXPLOSIVOS

Página:

56.—Definiciones y conceptos.—Explosivo, combustión, combustible, comburente, explosión, detonación, deflagración, fulminante, cebo, mechas, explosores, fósforo, pirotecnia militar 293
Pirotecnia 304
Pirotecnia militar 304
Artificios.—a) luminosos 305
b) Artificios incendiarios 307
c) Artificios de demolición 309
d) Artificios de señales 313
57.—Mezcla explosiva y compuesto explosivo 315
División de las pólvoras 316
58.—Operaciones para la fabricación de las pólvoras y sus divisiones 317
Propiedades que debe tener una buena pólvora negra 322
Pólvoras sin humo.—Consideraciones generales sobre los explosivos químicos modernos o compuestos explosivos 331
Definición de algodón pólvora 339
Operaciones preliminares para la fabricación del algodón pólvora 341
División de las pólvoras sin humo por su composición 348
Nitroglicerina 351
Trinitrotolueno 357
Trinitrofenol 362
Nitrato de diazobenceno 366
Fulminato de mercurio 368
Fulminato de plata 370
59.—Gases de guerra y humos.—Bujías fumígenas importantes 371
II Clasificación 373
Humos 378
Humo en el terreno 381
Propiedades físicas de los humos 383
Acción del humo en el terreno 387
Mezcla de la bujía B. M 387
Bujía "V" 390
Humo negro 394
Algunas fórmulas de fumígenos 395

LO QUE SE PUEDE HACER EN EL LABORATORIO

Página:

Hidrógeno 397
1.—Propiedades físicas 400
2.—Propiedades químicas 403
Litio.—Sodio 410
Potasio 412
Amonio 413
Carbonato de sodio 414
Carbonato ácido de sodio 415
Nitrato de sodio 416
Nitrato de potasio 417
Nitrato de amonio.—Hiposulfito de sodio 418
Bicromato de potasio 420
Clorato de potasio 422
Permanganato de potasio 424
Cloruro de amonio 426
Calcio.—Estroncio 427
Bario.—Oxido de magnesio 428
Sulfato de magnesio 429
Oxido de calcio 430
Cinc 432
Mercurio 434
Oxido de cinc 435
Cloruro de cinc 436
Aluminio.—Oxido de carbono 437
Anhídrido carbónico 438
Sulfuro de carbono 440
Cloruro estánnico.—Plomo 441
Nitrógeno 443
Amoníaco 445
Acido nítrico 447
Bióxido de nitrógeno 450
Peróxido de nitrógeno.—Fosfóros 451
Anhídrido fosfórico.—Antimonio 454
Sulfuro de antimonio 456
Oxígeno 458
Ozono 462
Azufre 463
Acido sulfhídrico 467

Página:

Anhídrido sulfuroso 468
Anhídrido sulfúrico 470
Acido sulfúrico 470
Anhídrido crómico 475
Cloro 477
Bromo 480
Yodo 481
Acido clorhídrico 485
Hierro 488

INSTRUCCIONES PARA ANALISIS DE POLVORAS

Pruebas de recepción 494
Manejo del densímetro de Bianchi 503
Manera de hacer el examen 509
Pruebas de espoletas y detonadores 560
Erratas 567
Indice alfabético 577

INDICE ALFABETICO

A

Abel, 331
Abono, 51, 164, 167, 179, 264.
Abrillantado, 346.
Acción biológica, 371, 374.
Acción del humo en el terreno, 387.
Aceite, 109, 168, 461.
Aceite explosivo, 351.
Aceite de linaza, 306, 308.
Aceite de nafta, 151, 154.
Aceite de vitriolo, 261.
Aceros, 198, 227, 287.
Acero de Bessemer, 288.
Acero de cementación, 288.
Acero pudelado, 387.
Acetato de amilo, 349, 528.
Acetato de etilo, 346.
Acetato de plomo, 228, 423.
Acetato de uranio y sodio, 155, 411.
Acetileno, 210, 410.
Acetona, 149, 346.
Acidez, 515.
Acidos, 139.
Acido azótico, 226.
Acido bórico, 419.
Acido carbónico, 143.
Acido cianhídrico, 128, 166.
Acido cítrico, 264.
Acido clorhídrico, 52, 56, 109, 110, 120, 160, 270, *274*, 275, 390, *485*.
Acido crómico, 265.
Acido del aire, 215.
Acido dicrómico, 475.
Acido fluorhídrico, 268.
Acido fulmínico, 299, 368.
Acido grafítico, 202.
Acidos grasos, 123.
Acido hidrotiónico, 258.
Acido hiponítrico, 230.
Acido hiposulfuroso, 102.
Acido metafosfórico, 103, 243.
Acido muriático, 274.

A

Acido muriático desflogisticado, 269.
Acido muriático oxigenado, 269.
Acido nítrico, 102, 106, 164, 167, 175, 226, 352. *447.*
Acido nitroso, 106, 367.
Acido nitrosonítrico, 230.
Acido ortofosfórico, 103, 236.
Acido ortofosforoso, 103.
Acido ortohipofosforoso, 103.
Acido oxálico, 212, 227.
Acido percarbónico, 102.
Acido percrómico, 477.
Acido pícrico, 361, *362.*
Acido pirofosfórico, 103.
Acido rosólico, 348.
Acido selenioso, 102.
Acido sulfhídrico, 93, 258, 419, 467.
Acido sulfocarbónico, 218.
Acido sulfoglicérico, 352.
Acido sulfúrico, 116, 124, 129, 139, 164, 227, 259, *261,* 391, 470.
Acido sulfúrico inglés, 261.
Acido sulfúrico flogisticado, 259.
Acido sulfuroso, 259.
Acido tártrico, 264.
Acido thiosulfurico, 419.
Acido úrico, 162.
Acido yódico, 437.
Acidus, 102.
Acroleina, 374, 375.
Actinio, 21, 25, 78.
Actinómetro, 404.
Acumuladores, 264.
Acumulador de Edison, 152.
Acuña, 41.
Adamina, 186.
Adelfa, 206.
Adenitis, 164.
Aeroplano, 198, 394.
Afinidad, 114, 294, 333, 403.
Afino, 227.
Afta, 172.
Aglomeración, 384.
Agresivo, 372.
Agresión asfixiante, 374, 376.
Agrícola, 156.
Agricultura, 50, 219.
Agrio, 102.
Agua, 56, 82, 83, 85, 109, 110, 133, 140, 408.
Agua bidestilada, 142.
Agua cáustica, 274.
Agua de constitución, 146.
Agua fuerte, 226, 227.
Agua ionizada, 49.
Agua regia, 275, 435, 453, 455
Aire, 140, 224, 401.
Aire alcalino, 225.
Aire de fuego, 240.
Aire desflogisticado, 246.
Aire fijo, 215.
Aire flogisticado, 20.
Aire inflamable, 20, 137.
Aire líquido, 200.
Aire silvestre, 215.
Aire vital, 20, 246.
Alambique, 142.
Alamo, 206.

A

Albita, 194.
Alberto el Grande, 261.
Albuminoideos, 227.
Alcali, 225.
Alcali vegetal, 160.
Alcalígeno, 223.
Alcaloides, 52.
Alcanfor, 307.
Alcrebite, 251.
Alcohol, 228.
Alcohol absoluto, 28, 109.
Alcohol amílico, 149.
Alcohol de azufre, 218.
Alcohol diluído, 369.
Aleaciones, 90.
Aleación de cadmio y cinc, 90.
Aleación de estaño y plata, 90.
Aleación de estaño y oro, 91.
Aleación de plata y cobre, 91
Alfafa, 224.
Alfarería, 50.
Alfa-trinitrotolueno, 357.
Algodón, 162, 461.
Algodón pólvora, 313, 331, 337 *339,* 345.
Alimento, 147.
Almacén, 345.
Almidón, 52, 519.
Alotropía, 32, *38,* 199.
Alotrópicas, 202.
Alquibrit, 251.
Alquimia, 85.
Alquimistas, 221, 251.
Al-Rhasés, 261.
Altos explosivos, 332.
Altos hornos, 211, 278.
Aludeles, 434.
Alumbre, 108, 252, 264.
Aluminio, 22, 26, 78, 108, *193,* 390, 394, 395, *437.*
Aluminotermia, 198.
Alunita, 156, 194, 252.
Alunógeno, 253.
Amalgamas, 92, 189.
Amalgama de amonio, 413.
Amargo de Welter, 362.
Amasadora, 346.
Ambligomita, 149.
Americanos, 377.
Ametralladoras, 148.
Amoníaco, 133, 140, 158, 224, 225, 230, 390, 414, *445,* 453.
Amonio, 128, 158, 413.
Amontonamientos, 296.
Ampére, 52, 158.
Amperios, 150.
Amstrong, 329.
Análisis, 50, *122,* 227, 258, 397, 409.
Análisis espectral, 139, 150, 409.
Análisis toxicológico, 409.
Anatomía, 50.
Anatómicas, 371.
Anclas, 221.
Anemia cerebral, 356.
Anemia perniciosa, 276.
Anestésico, 147, 218.
Angel Sala, 262.
Angina, 172.
Angina de pecho, 356.
Anglesita, 221, 253.
Anhídridos, 95.

A

Anhídrido carbónico, 96, 126, 168, 188, *215*, 389, *438*.
Anhídrido crómico, 169, 265, *475*.
Anhídridos del cloro, 97.
Anhídridos del nitrógeno, 98.
Anhídrido fosfórico, 236, *242*, 384, 454.
Anhídrido mangánico, 98.
Anhídrido nitroso, 106, 133, 134, 367.
Anhídrido percarbónico, 98.
Anhídrido silícico, 236.
Anhídrido sulfúrico, *259*, *470*.
Anhídrido sulfuroso, 128, *259*. *468*.
Anilina, 366.
Anodo, 397.
Antes de la mezcla, 112.
Anticloro, 166.
Antidiftérico, 272.
Antídoto, 183.
Antiescrofuloso, 272.
Antimonio, 24, 26, 60, 79, 223, *243*, 268, 308, 388, 409, *454*
Antimonio explosivo, 454.
Antiparasitario, 256.
Antipirético, 275.
Antiseborreico, 256.
Antiséptico, 256, 418.
Antorchas, 305.
Antracita, 199, 203, *204*.
Antrax, 248.
Añil, 261.
Aparatos quirúrgicos, 198.
Apatito, 178, 234.
Aplastamiento, 296, 332.
Aragonita, 178.
Aranaz, 334, 335, 340, 345.
Arbol de conchas, 318.
Arcanita, 252.
Arcillas 194, 227.
Arco, 202.
Argentum, 24.
Argirosa, 251.
Argiritrosa, 244, 252.
Argo, 21, 25, 78.
Arena, 285, 286.
Arfvedson, 149.
Aristóteles, 185, 189.
Armonía química, 408.
Arquímides, 501.
Arraclán, 206.
Arrolla, 341.
Arsénico, 21, 26, 53, 62, 63, 79, 182, 409.
Arseniuro de hidrógeno, 409
Arsinas, 375, 376.
Artificios, 305, 309.
Artificios de demolición, 305, *309*.
Artificios incendiarios, 305.
Artificios para inflamar, 305.
Artificios luminosos, 305.
Artritis, 226.
Asalto, 382.
Asbesto, 177, 178.
Asepsia, 273.
Aserrín, 356.
Asfalto, 171, 200, 210.
Asfixia, 247.

A

Asfixiante, 114, 214, 215, 271.
Asma, 226.
Aspecto, 496.
Aspero, 344.
Asperón, 235.
Astas, 198.
Astringente, 264.
Astor, 39.
Atacamita, 270.
Atalajes, 278.
Atmósferas inertes, 224.
Ato, 105.
Atomicidad, 52.
Atomo, *35*, 120.
Atractivas, 30.
Aurina, 348.
Aurora, 392.
Aurum, 24.
Avance, 381.
Avogadro, 51.
Axioma, 130.
Azabache, 204.
Azafrán de metales, 457.
Azoe, 20, 21, 223.
Azogue, 189.
Azúcar, 109, 110, 200, 264.
Azufre, 24, 26, 58, 62, 79, 109, 110, 111, 113, 165, 219, *251*, 254, 268, 356, 395, 409 y 463.
Azufre de los filósofos, 261.
Azufre dorado de antimonio, 246.

B

Babor, 228,
Bajos explosivos, 332.
Balance, 121.
Balanzas, 123.
Balard, 271.
Balas incendiarias, 305.
Bala P, 350.
Balística, 257, 335.
Balistita, 351.
Baño de María, 514.
Barco, 334.
Bario, 21, 25, 78, *180, 428.*
Barita, 100.
Baritina, 180.
Barniz, 401.
Barniz, de asfalto, 395.
Barómetros, 191, 395.
Barrenos, 302.
Bases, 99.
Basilea, 331.
Basilio Valentín, 225, 243, 259, 262, 275.
Barriles, 305, 307, 317.
Barriles fulminantes, 308.
Bases, 99.
Bauxita, 194, 195.
Begiatoas, 251.
Benceno crudo, 395.
Bengala, 312.
Berger, 397.
Bergman, 178.
Berilo, 174.

B

Bernard, 259.
Bernouilli, 31.
Berthelot, 50, 114, 135, 250, 404.
Bertholita, 269.
Berthollet, 85, 171, 225, 230, 258, 259.
Berzelius, 33, 149, 158, 259, 265
Bessemer, 286.
Betún de Judea, 200, 210.
Bi, 88.
Bibásicos, 103.
Bicarbonato de sodio, 162.
Bichelete, 549.
Bickford, 309, 562.
Bicromato de potasio, 169, 265, 350, 420.
Bióxido de carbono, 211.
Bióxido de nitrógeno, 228, 450.
Bischofita, 176.
Bismutina, 252.
Bisulfuro de carbono, 218.
Bismuto, 60.
Black, 215, 225.
Blanco de cinc, 192.
Blanco de nieve, 192.
Blanqueante, 259.
Blas, 388.
Blenda, 185, 252.
Bloch, 376.
B. N., 317.
Bocas de fuego, 337.
Bohn, 163.
Bohr, 39.
Bombas, 198, 223, 224.
Bomba calorimétrica, 547.
Bomba incendiaria electrón, 394.
Bomba americana marca I, 395.
Bombas luminosas, 305.
Bonetero, 206.
Bor, 202.
Bórax, 22, 26, 152.
Boro, 22, 60, 62, 78.
Borrago, 166.
Botes, 198.
Botella lavadora, 400.
Boulangé, 555.
Boussingault, 262.
Boyle, 13[illegible], 225, 233.
Brande, 149.
Brandt, 233.
Brea, 208.
Breguet, 312, 555.
Brillante, 201.
Brillo, 157, 402, 496.
Bromo, 22, 27, 79, *271*, 409, 420, *480*.
Bromargira, 272.
Bromoacetofenona, 375, 378.
Bromuro, 374.
Bromuro de bencilo, 375, 378.
Bromuro de xililo, 375.
Bromocianuro de bencilo, 375.
Bronces, 91.
Bronces de Gl., 175.
Bronquitis, 256.
Brownianos, 466.
Brulotes, 198, 206, 305, 308, 309.
Bruñido, 321.
Bugues, 188, 198.

B

Bujías, 177, 264.
Bujía «V», 390.
Bunsen, 128, 138, 149, 151, 176, 178, 179, 180, 194, 268, 325, 410.
Buornonita, 244.
Buró de minas, 390.
Bussi, 174, 176.
Butyrum cinci, 193.

C

Cacodilo, 128.
Cadmio, 53.
Café, 355.
Cal, 100.
Calamina, 185, 216.
Calcaroni, 253.
Cal cáustica, 184.
Cal magra, 431.
Cal viva, 184.
Calcina, 186.
Cálcio, 178, 427.
Calcita, 178.
Calcoestibina, 244.
Calcopiritas, 251.
Calcosina, 251.
Calichera, 163.
Calomel, 189.
Calor, 44, 45, 114, 123, 330, 333, 336, 339.
Calor de vaporización, 145.
Caloría, 136.
Camaleón mineral, 167.
Camaleón violeta, 167.
Cámaras, 223, 264.
Camións, 182.
Camisa, 280.
Camisas de fuego, 305, 308.
Campo visual, 379.
Cáncer, 169, 172.
Cáñamo, 206.
Cañón, 148, 315, 316.
Caolín, 194.
Caparosa blanca, 186.
Capitel, 281.
Cápsulas, 299, 305.
Cápsulas fulminantes, 370.
Carate, 201.
Carbodinamita, 356.
Carbonato ácido de sodio, 162, 4[illegible].
Carbonato de amonio, 160.
Carbonato de calcio, 126, 153, 178.
Carbonato de magnesio, 183, 356, 388, 390.
Carbonato de potasio, 156.
Carbonato de sodio, 160, 162, 165, 166, 359, 414.
Carbón, 44.
Carbón animal, 209.
Carbón de Belloc, 210.
Carbón de carne, 210.
Carbón de cock, 209.

C

Carbón de esponjas, 210.
Carbón de piedra, 203, 210, 461.
Carbón rojo, 207.
Carbón negro o mate, 206.
Carbón vegetal, 204, 210.
Carbones artificiales, 203, 204.
Carbonera, 205.
Carbónico, 129.
Carbonilo, 128, 211.
Carbono, 24, 26, 39, 44, 62, 198, 394.
Carboxihemoglobina, 213.
Cardar, 220.
Careta, 380.
Cargaderas, 281.
Cargas, 330.
Cargas auxiliares, 351.
Cargas eléctricas, 37, 59.
Carnalita, 139, 156, 176, 270.
Carnes, 147, 167, 186.
Carré, 446, 248.
Cartuchos, 171, 314, 346, 370.
Casca, 208.
Cascajo, 194.
Castañas, 314.
Cartina, 285.
Castleláz, 301.
Castner, 152, 154.
Catálisis, 117, 210, 214, 400, 409, 471.
Catarros crónicos, 258.
Cátodo, 195, 397.
Caucho, 219, 246, 275, 401.
Cáustico, 169, 184, 187, 226, 266, 275.
Cáustico de Philos, 184.
Cavendish, 138, 227.
Caza, 316.
Cebos, 245, 300, 310, 337, 338, 351, 362, 388.
Cebos Abel, 301.
Cebo detonante, 367.
Cebos Foog, 302.
Cebos eléctricos, 300.
Cebos Spun, 302.
Celestita, 1[illegible], 253.
Celulosa, 208, 270, 339, 346.
Cementos, 179, 183, 431.
Cenizas, 324.
Centralita, 350.
Cerámica, 167.
Ceras, 168.
Cerillos, 241, 246, 257, 304.
Cerio, 23, 24, 79.
Cernido, 346, 347.
Cerusa, 221.
Cervantita, 244.
César, 379.
Cesio, 21, 25, 78.
C. G. Stoff, 213.
Champian, 185.
Charles, 138.
Chaptal, 224.
Chemia, 47.
Chilenita, 362.
Chopera, 206.
Choques, 334.
Chymos, 47, 48.

C

Cianógeno, 82, 83, 85, 128, 210, 224, 364.
Cianosa, 252.
Cianuros, 378 .
Ciclo de energía, 44, 45.
Cinabrio, 189, 190, 252, 457.
Cinc, 24, 25, 53, 58, 116, 120, 124, *185*, 388, 390, 394, 398, 432.
Cinceles, 175.
Cinconisa, 185.
Cine sonoro, 1[illegible]
Cinéticas, 30.
Cinta, 347.
Circonio, 22, 26, 79.
Clasificación, 346, 373, 385.
Clasificación periódica de los elementos, 68.
Clement, 211, 218.
Clorato de bario, 395.
Clorato de potasio, 171, 388, 391, 422.
Clorato de sodio, 388.
Clorhidrato de metafenilenodiamina, 515.
Clórico, 129.
Clorina, 269.
Cloro, 22, 27, 58, 62, 79, 109, 125, 133, 135, 136, *269*, 371 374, 409, 420, 477.
Cloroacetofenona, 375.
Clorocalcita, 178.
Clorocromato de potasio, 421.
Cloroformiatos, 374.
Cloroformo, 247, 354.
Cloropicrina, 376.
Cloroplatinato de amonio, 159.
Cloroplatinato de potasio, 157.
Clorosis, 248.
Cloroso, 129.
Cloroyoduro de cinc, 519.
Cloruro, 374.
Cloruro áurico, 437.
Cloruro estánnico, 220.
Cloruro de amonio *172*, 276, 388, 389, 391, *426*, 488.
Cloruro de calcio, 178.
Cloruro de carbonilo, 213.
Cloruro de cinc, *193*, 384, 387, *389*, 436.
Cloruro de estaño, 220, 385, *441*.
Cloruro de nitrosilo, 128.
Cloruro de plata, 114, 125.
Cloruro de potasio, 166, 171.
Cloruro de silicio, 385.
Cloruro de sodio, 114, 125, 159, [illegible]6.
Cloruro de titano, 385.
Cloruro de azufre, 90.
cloruros de hierro, 89.
Cloruro paladioso, 437.
Cobaltina, 252.
Cobalto, 24, 27, 80, 176.
Cobre, 22, 24, 25, 61, 78, 22[illegible]
Coccinita, 189.
Coeficiente, 82.
Cofre, 320.
Cohesión, 30, *115*.
Cohetes, 152, 180, 241, *314*.
Cohetes luminosos, 306.
Cohetes volantes, 305.

C

Coignet, 234.
Colapso, 226.
Colecciones, 337.
Cólicos, 256.
Cólicos saturninos, 264.
Colocación de átomos, 333.
Colodiones, 339, 348.
Colofonia, 307.
Coloide, 346.
Color, 497.
Colorantes, 272, 274.
Combinación, 110, 112, *124*.
Cols, 208.
Combinaciones, 86, 110.
Combinaciones cuaternarias, 86.
Comburentes, 248, 295.
Combustible, 295, 459.
Combustión, 460.
Combustión lenta, 294, 316.
Combustión rápida, 294.
Combustiones, 136, 294, 459.
Composición química, 330.
Compresión, 344.
Comprobación del papel reactivo del cloroyoduro de cinc, 523.
Compuestos binarios, 86, *87*.
Compuestos binarios hidrogenados, 93.
Compuestos binarios oxigenados, 94.
Compuestos cuaternarios, 86, *104*.
Compuestos explosivos, 315, 316, 331.
Compuestos ternarios, 86, 101, 104.
Concepto de física, *46*.
Concepto de química, *47*.
Concepto moderno del átomo, 37, *39*.
Condimento, 160.
Conductibilidad, 402.
Conchas, 216.
Condiciones físicas, 495.
Conservación, 337, 562.
Consideraciones con respecto al carbón, 210.
Consideraciones con respecto a explosivos modernos, 331.
Constante Loschmidt, 57.
Constitución de los cuerpos según la teoría molecular, 30.
Constitución física de los cuerpos, 28.
Constitución físicoquímica de los cuerpos, 37.
Constitución química de los cuerpos, 33.
Corbatas, 308.
Corindón, 194.
Cordita, 351, 356, 515.
Corpúsculo, 37.
Cortado, 346.
Cortinas de humo, 147, 373, 381, 385.
Cosméticos, 210.
Covelina, 251.
Covolumen, 354.
Crawford, 179.

C

Crecimiento partículas de humo, 384.
Creta, 216.
Criolita, 152, 194, 268.
Crisoberilo, 174.
Crisoles, 202, 278.
Cristal de sosa, 160.
Crocoíta, 221.
Cromato de bario, 181, 266.
Cromato de potasio, 181.
Cromato rojo, 169.
Cromo, 21, 26, 79, 276.
Cronómetros, 202, 521.
Cruikshank 211.
Crusher, 549, 550.
Cualitativo, 122, 123.
Cuantitativo, 122, 123.
Cuarenta vatios, 386.
Cuba, 195, 278, 342, 400.
Cubas, 281.
Cuerdas, 348.
Cuernos, 224.
Cuero en polvo, 366.
Cuerpo, 19.
Cuerpos compuestos, 20, 33, *34*
Cuerpos simples, 20, 33, *34*.
Cuerpos sólidos, líquidos y gaseosos, 28.
Cullinan, 201.
Cuprum, 22, 24.
Curandán, 156.
Cutis, 232, 363.

D

Dakin Carrel, 271.
Dalton, 33, 34.
Dama, 280.
Datura, 166.
Davy, 149, 152, 156, 176, 178, 179, 213, 228, 258, 260, 269, 275.
D, 386.
Debray, 174.
Decolorante, 250.
Decolorar, 210.
Defensa, 383.
Definición de algodón pólvora, 339.
Definición de física, 46.
Definición de química, 46.
Deflagración, 299, 327, 416.
De la Rive, 248.
Delano, 257.
Delicuescente, 146, 148.
Democrito, 33.
Demolición, 296.
Densidad, 57, 72, 137, 330 386, 498.
Densidad de gases, 58.
Densidad de oxígeno, 58.
Densímetro de Bianchi, 500.
Dentaduras, 198.
Depilatorio, 184.
Depuración de aceites, 264.
Desarmes, 211, 218.
Descomposición, 122, 124, 330 403.
Desarrolladas fórmulas, 81, 82.

D

Desecado, 321.
Desecadores, 264, 474.
Deshidratante, 243.
Designolle, 301.
Desinfectante, 184, 241, 250, 257, 259, 271, 272.
Desoxidación, 459.
Determinación de pesos moleculares, 53.
Detona, 338.
Detonador, 300, 310, 311, 316, 370, 560.
Detonación, *295*, 338, 380.
Dextrina, 388.
Di, 88.
Diabetes, 152, 175.
Diácido, 107.
Diamante, 39, 199, 200, 268.
Diamantino, 200.
Diarrea, 256.
Diatómicas, 52.
Diclorooxicarbónico, 212.
Dicroicos, 168.
Dicromato de potasio, 169.
Dictamen del E. M. del E., 15
Didimo, 21, 26, 79.
Dieta, 331.
Difenilcloroarsina, 378.
Difenilamina, 350.
Difenildiamina, 359.
Diferencias entre estados alotrópicos del fósforo, 451.
Difosgeno, 377.
Difteria, 172.
Difusión, 110, 383, 401.
Dilatabilidad, 402.
Dimetildifenilurea, 350.
Dinamita, 309, 355.
Dinamita de base activa, 355.
Dinamitas gomosas, 356.
Dinitrobenceno, 171.
Dinitrotolueno, 358.
Dioscorides, 225.
Dióxido de nitrógeno, 230.
Dirigibles, 139.
Discórides, 225.
Disentería, 164.
Disnea, 247.
Dispepsia, 152.
Dispersión, 384.
Disociación, 146.
Disociado, 59, 397.
Disolvente, 147.
División de las pólvoras, 316, 348.
División de la química, 51.
Diurético, 167, 152.
Dizé, 161.
Drebel, 262.
Doble substitución, 125.
Documentación, 558.
Doleun Galea, 263.
Dolomita, 176, 216.
Doppioni, 253.
Dosis de nitrógeno, 345.
Dualina, 356.
Duhamel, 161, 163.
Dulong, 230.
Du-Pont, 349.
Duración de la combustión, 392.
Dureza, 498.

E

Ebonita, 257.
E. C., 348.
Ecauranio, 79.
Ecrasita, 362.
Ecuaciones químicas, 117.
Ecuaciones químicas de la bujía «V», 391.
Eflorescente, 146, 148, 414.
Efluvio, 249, 250, 403.
Egipto, 173.
Elaboración de la pólvora, 346.
Elasticidad, 155, 402.
Electricidad, 37, 45, 114, *116*, 123, 397, 403.
Eléctricos cebos, 300.
Electroimanes, 291.
Electrólisis, 151, 194, 195.
Electromartiol, 291.
Electrón, 37, 38, 45, 158.
Electronegativos, 60, 84.
Electropositividad y electronegatividad relativas, 58, 403.
Electropositivos, 60, 84, 397.
Electrotermia, 196.
Elemental análisis, 122.
Elementos, 20.
Elsholz, 233.
Embarazo gástrico, 247.
Embriaguez, 226.
Embudo de decantación, 399.
Emesita, 366.
Emmerling, 214.
Empaque, 346.
Empaste, 346.
Empíricas fórmulas, 81, 83.
Enanciotropas, 466.
Encendedores, 171, 311.
Endotérmicos, 135, 136.
Energía, 43, 44.
Energía librada en la reacción, 134.
Energía potencial, 336.
Engel, 378.
Enmohecimiento, 323.
Enula, 206.
Envenenamiento, 258.
Envolvente, 381.
Epicuro, 33.
Epilepsia, 226.
Epistaxis, 421.
Epsonita, 176, 253.
Erbio, 61, 79.
Erbua, 285.
Erdmann, 214.
Erosiones, 348.
Escarlatina, 271.
Esclasa, 174.
Escuela Politécnica, 392.
Escoria, 179, 285.
Escoria de Thomas, 290.
Escrófulas, 169.
Esencias, 52, 219.
Esencia de trementina, 249, 307, 309.
Esmalte, 152.
Esmeralda, 174, 194.
Esmeril, 194.
Espacios intermoleculares, 29.
Espadas, 291.
Espato de cinc, 185.
Espato de Islandia, 178, 215, 416.

E

Espato pesado, 180.
Espectro, 410.
Espectroscopio, 213.
Espejos, 191.
Espinela, 194.
Espíritu de Lívabius, 220.
Espíritu de nitro, 226.
Espíritu fumans Glauber, 274.
Espíritu mineral, 215.
Espíritu salis acidus, 274.
Espíritu de salmiac, 225.
Espíritu de vitriolo, 261.
Espodumeno, 149.
Espoleta, 311, 313, 560.
Esponja de platino, 117.
Espontáneas, 135.
Esquemáticas fórmulas, 81, 83, 84.
Estabilidad, 323, 330, 527.
Estado, 330, 496.
Estado naciente, 116.
Estado natural, 138.
Estampado, 169, 171, 173.
Estañado, 173.
Estaño, 24, 28, 79, 223.
Estaño de Indias, 185.
Estatuas, 188.
Esteárico ácido 123.
Esteatita, 177.
Estefanita, 244, 252.
Esterilización, 147, 270.
Estereoquímicas fórmulas, 82.
Estibina, 244, 245, 252.
Estimulante, 226.
Estomatitis, 172.
Estopa, 307.
Estornutatorios, 374, 376, 378.
Estrabón, 172, 185, 221.
Estrellas, 314.
Estreñimiento, 256.
Estromeyerita, 252.
Estroncianita, 179, 216.
Estroncio, 22, 25, 78, *179*, *427*.
Estupefaciente, 226.
Eter, 30, 264, 346.
Eter alcohol, 491.
Eter gliceronítrico, 351.
Etíleno, 130.
Etilo, 130.
Eudiómetro, 142.
Europio, 22, 25, 78.
Exa, 88.
Exantalosa, 252.
Excepciones de los anhídridos, 98.
Exotérmica, 135.
Explosión, 116, 293, 295, 338, 353, 355, 372, 542.
Explosivo Sevran Livry, 350.
Explosivo, 113, 171, 209, 224. 227, *293*.
Explosivos impulsivos, 332.
Explosivos rompedores, 332, 365.
Explosor, 303.
Explosor Breguet, 301.
Exponente químico, 36, 82, 84
Exposición, 278.
Extinción, 431.
Extinguidores, 147, 217.

F

Fabricación, 323, 330, 341.
Fabricación de nitroglicerina, 353.
Fabricación de pólvora, 317.
Fábricas, 202, 337.
Familías, 77.
Faraday, 176, 178.
Faringitis, 256.
Feldespato, 194.
Fenacita, 174.
Fenilo, 130.
Fenol, 183, 22[illegible]
Fenolftaleína, 1[illegible] 415.
Ferrocianuro de K, 292.
Ferrocianuro de potasio, 188 292.
Ferrodow, 327.
Ferrum, 24, 79, 276.
Fibras, 168.
Fiebre tifoidea, 248, 271.
Filipsita, 251.
Filtración, 353.
Física, 19, 20, 46, 50.
Físico-química, 19, 20.
Fisiologicopatológica, 375.
Flanco, 381, 382.
Flecha, 120.
Flechas incendiarias, 308.
Flogístico, 251.
Flores de antimonio, 244.
Flores de cinc, 192, 432.
Flores hidrométricas, 148.
Fluocerina, 268.
Flúor, 22, 58, 61, 79, *267*, 409.
Fluorina, 178, 267.
Fluoruro de calcio, 22.
Fluoruro de potasio, 268.
Fluosilicato de bario, 181.
Fluosilicato de potasio, 181.
Fraccionamientos, 332.
Fragilidad, 497.
Frasco de dos bocas, 398.
Freya, 24.
Fricción, 334.
Frotadores, 246.
Fogueo, 338.
Follie, 262.
Fomentos, 276.
Forchamer, 167.
Forma, 496.
Formación del humo, 385.
Fórmula de constitución, 355.
Fórmula de descomposición 354.
Fórmulas, 81.
Fórmulas de fumígenos, 395.
Förster, 331.
Forun[illegible]losis, 248, 264.
Fosfato disódico, 147.
Fosforescencia, 452.
Fosforita, 234.
Fósforo, 21, 38, 53, 62, 79, 219, *233*, 248, *303*, 373, 380, 386 395, 409, *451*.
Fósforo negro, 239, 454.
Fósforo rojo, 239, *453*.
Fosforoso, 129.
Fosgeno, 147, *213*, 372, 377.
Fotogénicos, 245.
Fotografía, 143, 165, 177, 272.
Foucroy, 85.
Fougué, 138.

F

Fuerza, 44, 45, 513.
Fuego feniano, 423.
Fuegos de Bengala, 306.
Fuerza catalítica, 117.
Fuerza viva, 323.
Fulgurita, 356.
Fulminante, 299, 311.
Fulminato de mercurio, 148 191, 300, *368*.
Fulminato de plata, 370.
Fumígeno, 173, 182, 188, 192 193, 219, 220, 243, 261, 276.
Fundición, 188, 285.
Fundición blanca, 285.
Fundición gris, 286.
Fundición jaspeada, 286.

G

Gadolinita, 174.
Gahn, 180, 233.
Galacita, 362.
Galena, 221, 252.
Galio, 22, 26, 78.
Galleta, 319.
Gallictinita, 186, 252.
Galvanizar, 188.
Galvanoplastía, 202.
Gangrena, 248, 272.
Garbett, 262.
Garganta, 281.
Gargarismos, 167.
Gas de agua, 137, 211.
Gas de alumbrado, 211.
Gas de aplanchadoras, 211.
Gas de la vida, 246.
Gas de los huevos podridos 258.
Gas de pajuelas, 259.
Gas de succión, 211.
Gas hediondo, 258.
Gaseoso, 30.
Gas hepático, 258.
Gas inflamable, 137.
Gas persistente, 376.
Gas silvestre, 215.
Gases, 109, 115, 162, 209, 210 *371*, 372.
Gases de proyección, 324.
Gases nitrosos, 372.
Gases raros, 139, 247.
Gases venenosos hemáticos, 378.
Gay Lussac, 227, 230, 259, 262 273, 275, 472.
Geber, 166, 172, 225, 226, 261.
Gelatina, 208, 356.
Gelatina explosiva, 309, 356.
Gelatinización, 331, 346, 437.
Gelignita, 356.
Germanio, 23, 26, 79.
Giobertita, 176.
Gipso, 178, 253.
Glauber, 167, 185, 193, 263, 275, 471.
Glaubertita, 252.
Glicerina, 123, 228.

G

Glicerilo, 130.
Glicerol, 515.
Globales fórmulas, 81, 85.
Globos, 139, 198.
Glonoina, 351.
Glúcidos, 515.
Glucinio, 21, 25, 62, 78, *174*.
Glucosa, 32 175.
Gota, 275.
Grafito, 199, 202, 268.
Graham, 401.
Granadas, 155, 198, 215, 312. 373.
Granada incendiaria francesa, 395.
Granadas luminosas, 306.
Granalla, 140, 398, 432.
Granate, 194, 195.
Graneado, 319.
Graneadores, 320.
Graneo, 359.
Granito, 138.
Gran mogol, 202.
Granos, 315.
Granos conservación de, 219.
Granulación, 322.
Grasas, 219.
Gravímetro, 498.
Gavimétrico, análisis, 129.
Gruta del perro, 216.
Guarnición, 314.
Guayaco, 462.
Guerra, 51.
Guillotina, 347.
Guntz, 180.
Gutapercha, 253.
Guyton de Morbeau, 85.

H

Haber, 270.
Hachas, 305.
H., 57, 329.
Hafnio, 23, 26, 79.
Halógenos, 74.
Hall, 194.
Halles, 228.
Harting, 331.
Hantfernille, 242.
Hélices, 175.
Helio, 23, 25, 73, 78, 139.
Hellot, 193.
Hematites, 277.
Hematites amarilla, 277.
Hematites parda, 277.
Hematosis, 51.
Hemorragia, 171, 226, 264.
Hemostático, 160.
Heno, 461.
Hepton, 88.
Herault, 194.
Herodoto, 172.
Hervido, 335.
Hexacloretano, 388, 390.
Hialita, 152, 159, 270.
Hidrácidos, 93, 139.

H

Hidracina, 367.
Hidrargilita, 194.
Hidrargirium, 24, 25, 189.
Hidrato sulfúrico, 261.
Hídrico, 105.
Hidrocarbonato de magnesio 181.
Hidrocarburo, 142, 210.
Hidrocincita, 185.
Hidrógeno, 20, 25, 53, 55, 58 68, 72, 78, 109, 131, 133, 134 135, 136, *137*, 141, *397*.
Hidrógeno sulfurado, 258.
Hidrolizado, 415.
Hidróxido, 99, 141, 385, 397.
Hidróxido de amonio, 170.
Hidróxido de hidrógeno, 140.
Hidróxido de litio, 100.
Hidrxido de sodio, 15, 411.
Hidróxilo, 99, 108, 12 .
Hidruros, 139.
Hielo, 141, 226,
Hierro, 24, 27, 79, 109, 110, 111, 113, 269, 270, *276*, 398 *408*.
Hierro coloidal, 291.
Hierro cromado, 169.
Hierro dulce, 286, 287, 300.
Hierro fundido, 284.
Higrométrico, 344.
Hiperclòridria, 182.
Hipoclorito, 183, 270.
Hipocloroso, 129.
Hipofosforoso, 129.
Hiposulfito de sodio, 165, 271, 418.
Hipotermia, 256.
Historia, 138, 378.
Hittorf, 233.
Hizono, 404.
Hoffman, 215.
Hogar, 278.
Hojalata, 98.
Holandas, 342.
Hollín, 173, 209, 210.
Homero, 185.
Homogenización, 346.
Hope, 179.
Horno de Moissan, 200.
Horno de reverbero, 222.
Horno de bóveda, 186.
Hornos de galera, 187.
Hotchlsiss, 329.
Hullas, 203, 204, 356.
Humbolt, 141.
Humedad, 385, 512.
Humo de colores, 380, 385.
Humo en el terreno, 381.
Humo gris, 389.
Humo negro, 394.
Humo tóxico, 379. 385.
Humus, 378.

I

Ico, 105.
Illinio, 23, 27, 79.
Imán, 47.
Importancia de la química, 50.
Imprenta, 223.
Incendiarios, 188, 219, 224, 241.
Incendios, 147, 365.
Inconvenientes del ácido pícrico, 365.
Indifferentes, 60.
India, 23, 173.
Indio, 23, 26, 78.
Indice de Haber, 215.
Industria, 155, 15[illegible].
Inestabilidad, 293.
Inflamable, 219.
Infrarroja, 115.
Informe, 13.
Ingeniería, 50.
Ingleses, 378.
Inmediata, 377.
Inmediato análisis, 122, 123.
Instrucciones para análisis de pólvoras, 491.
Intermoleculares, 29.
Intoxicación, 182, 247.
Iodo, 22, 27, 62, 79, 135, 273.
Ion positivo, 37.
Iridio, 22, 27, 80.
Irritante, 273, 274.
Isocianato de mercurio, 368.
Isomería, 32.
Israelitas, 379.
Ito, 105.

J

Jabones, 226, 264.
Jamesonita, 244.
Jaspeada, 286.
Joyas, 221.
Júpiter ammon, 172.

K

Kalium, 156.
Karoli, 325.
Karstenita, 253.
Kast, 508.
Kauffman, 40.
Keliner, 331.
Keller, 331.
Kelvin, 39.
Kerargira, 270.
Kermesita, 244.
Kerosene mejicano, 395.
Kieserita, 176.
Kiliani, 194.
Kiesselgur, 388.
Kirchoff, 325.
Klaproth, 179.
Kopper, 233.
Kripto, 21, 25, 78.
Kritha, 400.
Kunckel. 225, 233.

L

Laboratorio, 231, 278, 565, 566.
Lacrimógenos, 374, 375, 378.
Laderita, 366.
Laminado, 347.
Láminas, 348.
Lampadius, 218.
Lámparas, 202.
Lámparas de aviso, 139.
Lámpara filosófica, 408.
Lamy y Michael, 254.
Lana, 163, 363, 461.
Lana filosófica, 192.
Lange, 342.
Lankowski, 378.
Lantano, 24, 26, 78.
Lanzallamas, 373.
Lanzas, 198.
Lápices, 202.
Lapidis calamaris, 193.
Lassone, 211.
Latón, 91, 185, 188.
Lava, 341.
Lavados, 335, 346, 353.
Lavoisier, 41, 50, 85, 130, 138, 140, *198*, 215, 223, 227, 247, 251, 269, 275.
Lawson, 185.
Lebel, 349.
Leblanc, 138, 161.
Leche, 150.
Leche de azufre, 466.
Lefebre, 262.
Lengyell, 214.
Lentas, 348.
Lente, 110.
Lepidolita, 149, 268.
Leprosos, 243.
Lesiones, 371.
Letra de imprenta, 245.
Leucipo, 33.
Levadura, 163.
Leverquisa, 277.
Levulosa, 32.
Ley de Avogadro y Ampére, 53, 54.
Ley de Boyle, 54.
Leyes de las combinaciones, 130.
Ley de Charles, 54.
Ley de Dalton, 132.
Ley de Gay Lussac, 54, 133.
Ley de Lavoisier, 130.
Ley de Mariotte, 54.
Ley de Proust, 131.
Leyes volumétricas, 133.
Licor de Lampadius, 218.
Licor de Livabius, 220.
Liebig, 127, 271.
Lignito, 199, 203, 204.
Limas, 291.
Limonita, 277.
Linck, 325.
Lingoteras, 325.
Lingoteras, 280, 285.
Lino, 206.
Líquido, 30, 115.
Líquido amasante, 346.
Litio, 24, 25, 60, 78, *149*, *410*.
Litrofactor, 356.
Livabius, 259.
Lixivia, 164.
Llama de Bengala, 307.

L

Llama de Bunsen, 151.
Llamas, 405.
Lluvia de oro, 314.
Luces de Bengala, 177.
Lucrecio, 33.
Lydita, 362.
Luz, 44, 45, 114, *115*, 123, 158.
Luz de Drummond, 406.

M

Madera, 461.
Magnético, 250.
Magnetita, 277.
Magnesia calcinada, 181.
Magnesia hidráulica, 429.
Magnesia francesa, 182.
Magnesia inglesa, 182.
Magnesia Usta, 181.
Magnesio, 22, 25, 62, 78, *175*, 390, 394.
Magnesita, 216.
Manejo, 330, 503.
Manganato de potasio, 168, 425.
Manganeso, 22, 27, 61, 79, 269, 276.
Manteca, 123.
Manteca de cinc, 193.
Máquina dínamo eléctrica, 45.
Marco Greco, 304.
Margas, 194.
Margraff, 161, 163, 233.
Marina de guerra, 381.
Marcasita, 277.
Marignac, 248.
Mármol, 178, 184.
Marte, 276.
Martillos, 175, 510.
Martita, 277.
Masa, 37, *41*.
Máscaras, 162, 163, 210.
Masurio, 23, 27, 79.
Materia, 19, *41*, 45, 130.
Mathiessen, 149, 178, 179, 180.
Matildita, 252.
Mazo, 322.
Mechas, 241, 257, *302*, 362.
Mechas Bickford, 302.
Mecha Sebert, 303.
Medalla, 257.
Medicina, 50, 155, 159.
Medida de la presión de los gases, 550.
Mendeleff, 337.
Melinita, 362.
Mercurio, 23, 24, 25, 53, 78, *189*, 270, 434.
Mesa, 201.
Meta, 102.
Metafosfórico ácido, 105.
Metal inglés, 92.
Metales, 60, 77.
Metaloides, 60, 77.
Metalurgia, 167, 213.
Metano, 56.
Metátesis, 122, 404.
Metilo, 130.

M

Meteoritos, 276.
Métodos de dispersión, 380.
Mettegang, 547.
Mezcla, 109, 112, 113.
Mezcla ácida, 353.
Mezcla Berger, 373.
Mezcla bujía, B. M., 390.
Mezcla detonante, 218, 405.
Mezcla explosiva, 315, 316, 331. 333.
Mezcla mecánica, 169, 317.
Mezcla sulfonítrica, 342, 352.
Microscopio, 110.
Millickan, *38*, 40.
Minas, 248, 316.
Minet, 194, 195.
Mínimo múltiplo común, 120.
Mispiquel, 252.
Mistcherlich, 167.
Mix Genest, 303.
Mofeta atmosférica, 20.
Moissan, 199, 267.
Moldèado, 344.
Moléculas, 29, *31*, 82.
Moletas, 347.
Molibdeno, 22, 26, 79.
Momias, 226.
Monjes, 244.
Mono, 88.
Monoácido, 107.
Monoatómico, 53.
Monobásicos, 103.
Mononitrotolueno, 358.
Montgolfier, 138.
Montmy y Faucher, 3[illegible].
Mordentado, 220.
Morel, 331.
Morley, 141.
Morteros, 218.
Mostaza, 378.
Movimiento, 44, 45.
Movimiento en torbellino, 334.
Motores, 148, 198.
Mott, 149.
Mucilaginosa, 109.
Muelas, 321.
Muerte, 371, 375.
Muestra para el análisis, 494.
Mufla, 186.
Municiones, 381.

N

Napoleón, 194.
Nápoles, 216.
Naranja de metilo, 101.
Naturaleza, 333.
Náuseas, 247.
Necrosis, 239.
Negro de humo, 209.
Nemours, 349.
Neo, 21, 25, 78.
Neodimio, 61, 79.
Neumonía, 276.
Nicolás Le Blanc, 161.
Niebla, 373.
Nihil, 192.
Niobio, 24, 26, 79.
Níquel, 24, 27, 80, 276.

N

Níquel carbonilo, 213.
Nitración, 362.
Nitrada, 317.
Nitrato de amonio, 170, 350, 366, 418.
Nitrato de anilina, 367.
Nitrato de diazobenceno, 351, 366.
Nitrato de diazobencina, 366.
Nitrato de etilo, 369.
Nitrato de plata, 114, 125, 160, 423.
Nitrato de potasio, 106, 164, *166*, 395, *417*, 491.
Nitrato de sodio, 114, 125, *163*, 166, 356, *416*.
Nitratos básicos de bismuto, 108.
Nitrato mercúrico, 368.
Nítrico, 129.
Nitrido de plomo, 300.
Nitrificación, 353.
Nitrilo, 230.
Nitrito de potasio, 231.
Nitrito de sodio, 106, 164.
Nitro, 20, 224, 327.
Nitrocelulosas, 227, 317.
Nitro-cúbico, 163.
Nitro de Bengala, 166.
Nitro de Chile, 152, 163.
Nitrógeno, 20, 22, 26, 79, 133, 134, 135, *223*, 409, *443*.
Nitroglicerina, 148, 227, 351.
Nitroguanidina, 348.
Nitroinflamable, 170.
Nitrometales, 233.
Nitroso, 128.
Nitro prismático, 166.
Nitrosilo, 128, 228.
Nitrotilo, 128.
Nitrum cuprum, 233.
Nitruro de hidrógeno, 225.
Nitruro trihídrico, 225.
Nobel, 331, 352.
Nogal, 206.
Nombre, 137,
Nomenclatura, cuerpos compuestos, 85.
Nomenclatura cuerpos simples, 20.
Notación química, 81.
Nubes de humo, 381.
Núcleo, 40, 41.
Número atómico, 71, 137.
Número de elementos, 333.
Número de moléculas del litro, 56.
Número de moléculas de una molécula gramo, 56.

O

Objetivos militares, 373.
Objeto de la química, 50.
Obleas, 182.
Obra, 278.
Observatorio, 392.
Ochta, 329.
Oclusión, 402.
Ocre, 277.

O

Odontología, 50, 155.
Oftalmía, 256.
Ojos, 412.
Oleico ácido, 123.
Oligisto, 277.
Olivino, 177.
Olor, 497.
Ondas del sonido, 334.
Onda explosiva, 313.
Ondas moduladas, 158.
Opacificantes, 391.
Oreadora, 342.
Oreo, 319.
Orina, 51, 153, 233.
Oro, 24, 25, 78, 191, 227, 269.
Oropimente 252, 307.
Orlow, 202.
Orto, 102.
Ortofosfato de calcio, 178, 236, 394.
Ortofosfato disódico, 107.
Ortofosfato monosódico, 107.
Ortofosfato trisódico, 107.
Ortofosfórico ácido, 129.
Orto[illegible], 156.
Oseína, 234.
Osmio, 22, 27, 80.
Oso, 105.
Osomita, 366.
Oswald, 35, 42, 233, 264.
Oxácidos, 101.
Oxidrilo, 129.
Oxiacetileno, 247.
Oxidante, 266, 272.
Oxicloruro de carbono, 213.
Oxidos, 94.
Oxido amarillo de mercurio, 32.
Oxido anaranjado de mercurio, 32.
Oxidos básicos, 95.
Oxido carbonoso, [illegible].
Oxido férrico, [illegible], 394.
Oxido de b[illegible]io, 115.
Oxido d[illegible] aluminio, 194.
Oxido de calcio, 126, *184*, *430*.
Oxido de carbono, 188, 210, *211*, 247, 378, *437*.
Oxido de cinc, 94, *192*, 388, 391, 435.
Oxidos de cobre, 94.
Oxido de magnesio, *181*, *428*.
Oxido de nitrógeno, 228.
Oxido de plata, 94, 126.
Oxido de talio, 463.
Oxido férrico, 49, 182.
Oxido ferroso férrico, 460.
Oxido hídrico, 140.
Oxidos mercúricos, 32.
Oxido rojo de mercurio, 32.
Oxígeno, 20, 26, 28, 58, 79, 126, 131, 133, 134, 141, 168, *246*, *458*.
Ozono, 21, 53, *248*, 333, 404, *462*.

P

Pajuelas, 308.
Paladio, 23, 24, 27, 80, 402.
Palastro, 182.
Palita, 377.
Palmítico ácido, 123.
Paludismo, 291.
Panclastitas, 219, 233.
Pantallas, 223, 381, 382.
Papeles, 182.
Papel de aluminio, 198.
Papel pergamino, 264.
Paracaídas, 306, 307.
Paracelso, 138, 18[illegible]
Parafina, 171.
Parásitos, 219.
Paterno, 213.
Patten, 149.
Patterson, 233.
Pavonado, 347.
Pebble, 329.
Pelotas de fuego, 306.
Pentasulfuro de antimonio, 246.
Pentóxido de fósforo, 242, 380.
Peñas de fuego, 308, 309.
Per, 88.
Perclorato de potasio, 157, 388.
Perclórico, 129.
Permanganato de potasio, 116, 139, 142, *167*, 400, 420, *424*.
Peróxido de cloro, 423.
Peróxido de hidrógeno, 98.
Peróxido de manganeso, 168.
Peróxido de nitrógeno, 219, *230*, *451*.
Perry, 242.
Persistentes, 376.
Pertita, 362.
Pesas, 198.
Peso atómico y peso molecular, 52, 55, 71, 137.
Peso específico del hielo, 144.
Peso de un litro de aire, 57.
Peso de un litro de un gas, 55.
Peso de un litro de hidrógeno, 57.
Pesos y densidades de gases, 58.
Petalita, 149.
Petardo, 305, *310*, 337, 362, 363.
Petróleo, 210, 307, 394.
Pez, 307, 394.
Plagionita, 344.
Planchas, 223.
Plastrotil, 357.
Plata alemana, 92.
Plata de arcilla, 193.
Plata fundida, 189.
Plata, 24, 25, 61, 78, 126, 191, 221, 227.
Platino, 151, 250, 260, 269, 402, 409.
Platón, 185.
Pleuss, 536.
Plombagina, 202.
Plomo, 24, 26, 79, 183, *221*, *441*.
Plomo de los filósofos, 243.
Plomo sagrado, 243.
Plucker, 404.
Picrato de potasio, 157, 302.
Picrinita, 309, 310, 361, *362*.

P

Pictet, 138.
Piedra marina, 174.
Piedra pómez, 195, 214.
Piedras orientales, 194.
Pilas secas, 173.
Pilones, 318.
Pinksalt, 220 .
Pintura, 50, 188, 221, 223.
Piquera, 280.
Piridina, 149.
Pirita, 252, 277.
Piro, 102.
Piroantimoniato de potasio y sodio, 155, 411.
Pirofosfato de sodio, 147.
Pirofosfórico, 129.
Pirofórica, 461.
Piromorfita, 221, 234.
Pirrotita, 277.
Pirotecnia, 167, 171, 180, 181, 245, *304*.
Pirotecnia de guerra, 30[illegible]
Piroxilina, 349.
Piroxilo, 339.
Pisos, 75.
Pistola, 316.
Pitt, 202.
Poder obscurecedor, 147.
Poder total obscurecedor, 380, 385.
Pomada, 191.
Pomfolix, 192.
Pompeyo, 379.
Pontevin, 180.
Polibasita, 252.
Polimerizar, 249, 250, 403.
Polímero, 243.
Pólipos nasales, 169.
Polonio, 23, 26, 79.
Polo negativo, 145, 397, 403.
Polo positivo, 145, 397, 403.
Pólvora, 208.
Pólvora B., 349, 350.
Pólvora, B. C. M. L., 350.
Pólvora, B. C., 350.
Pólvora, B. F., 350.
Pólvora, B. G. C., [illegible]50
Pólvora, B. M., [illegible]50.
Pólvora, B S. P., 350.
Pólvora D., [illegible]50.
Pólvora F. C., 348.
Pólvora francesa J., 350.
Pólvora Maxim Schupphans, [illegible]49.
Pólvora negra, 334, 379, 418.
Pólvora normal, 349.
Pólvora Rotwel, 350.
Pólvora Shwan, 351.
Pólvora Siemens, 171.
Pólvora sin humo, 331, 334, 335.
Pólvora Troisdorf, 350.
Pólvora verde, 171.
Pólvora verde francesa, 366.
Pomés, 250.
Precinto, 346.
Precipitación, 221.
Precio, 323.
Prefijos, 86.
Prensado, 346, 347.
Prensas hidráulicas, 344.
Preparación reactivos, 519.
Presión, 116, 334, 344.

P

Presión arterial, 160.
Priestley, 211, 223, 225, 228, 247, 275.
Principios de Lavoisier, 41.
Principios de termodinámica, 46.
Probetas, 29.
Procedimiento eléctrico, 236.
Prongo, 9.
Propiedades físicas de los humos, 323.
Propiedades de buena pólvora negra, 322.
Protea, 243.
Proto, 88.
Protóxido de hidrógeno, 140.
Protóxido de nitrógeno, 170, 248.
Proust, 33.
Proyección, 316.
Proyectil, 223, 313, 363, 372.
Pruebas balísticas, 346.
Pruebas de recepción, 494.
Prund Smith, 312.
P. T. O., 243, 386.
Pudelado, 286, 287.
Pudelar, 286.
Pulpados, 335.
Punto de ebullición, 143.
Punto de solidificación, 143.
Pólvoras y explosivos, 12, 148, 167, 168, 169, 175, 207, 213, 218, 264.
Pólvoras de cañón, 514.
Pólvoras de caza, 329.
Pólvoras de colonia, 356.
Pólvoras de minas, 171.
Pólvora de salvas, 559.
Pólvoras grises 324, 328.
Pólvoras sin humo, 331.
Polvorines, 562.
Polvos, 115.
Polvos de Viena, 184.
Ponderales leyes, 130.
Porosidad, 496.
Potasa, 100.
Potasio, 24, 25, 62, 78, *156, 412.*
Potencia, 330, 552.
Potencia balística, 316.
Potencia, 330, 552.
Potentita, 350.
Pott, 167, 193.
Pulmones, 377.
Putrefacción, 461.

Q

Quesos, 167.
Química, 19, 20, 46.
Química biológica, 51.
Química del carbono, 51, 211.
Química especial, 11, 51.
Química fisiológica, 52.
Química general, 10, 19, 51.
Química mineral, 51.
Química orgánica, 51, 52, 211.
Químicos, 316.
Quinto Congreso Internacional de Química aplicada de Berlín, 553.

R

Racionales fórmulas, 82, 84.
Radicales, 81, *127*.
Radio, 21, 25, 78.
Raíces, 86.
Raimundo Lulio, 226, 227, 330.
Rajá, 201, 202.
Rápida, 316.
Rapidez de reacción 298.
Rayos actínicos, 451.
Rayos X, 176, 181.
Rayos ultravioleta, 250.
Reacción química, 118, *122*, 126.
Reacción de las sales de hierro, 292.
Reacciones reversibles, 126.
Reactivo, 123.
Reactivo Spica, 521.
Reconocimiento, 562.
Reconstituyente, 291.
Recuento, 122.
Recuperadores, 281.
Reductor, 197, 437.
Refractarios, 178, 411.
Refrigerante, 148.
Regalíe, 201, 202.
Regla para la escritura de fórmulas, 83.
Regla para determinar los anhídridos, 96.
Regla para la lectura de fórmulas, 87.
Reglamentos de minería, 148.
Regulador automático, 336.
Regulo, 243.
Reichardt, 138.
Reid, 331.
Rejalgar, 252.
Reloj, 202.
Remolinos, 296.
Renio, 23, 27, 79.
Repulsivas, 20.
Reserva, 382.
Residuo, 323, 3[illegible], 559.
Resina, 308.
Resortes, [illegible]1.
Respiración, 461.
Retirada, 383.
Reumatismo, 152, 167, 226, 258.
Reuter de Rosemond, 138.
Riche, 408.
Richmond, 262.
Rieles, 281.
Ringar, 287.
Roburita, 171.
Rocasolano, 254.
Roebuck, 262.
Rodio, 22, 27, 80.
Rosa, 201.
Rose, 163, 194.
Roualle, 258.
Rubí, 194.
Rubidio, 21, 25, 78.
Ruhmkford, 250.
Rutenio, 23, 27, 79.
Rotura, 297.
Rutherford, 30, 223.

S

Sabañones, 226.
Sables, 291.
Sabor, 365, 497.
Sacarificación, 51.
Sacarina, 261.
Sacarosa, 200, 390, 515.
Sainte-Claire Deville, 138, 152, 176, 194.
Salladura, 297.
Sal amarga, 182.
Sal amoniaco, 161, 172.
Sal común, 159.
Salchichas, 313.
Salchichones, 308, 314.
Sal de Barillas, 160.
Sal de Berthollet, 171.
Sal de cocina, 159.
Sal de Epson, 182.
Sal de Glauber, 152.
Sal de higuera, 182.
Sal de Madrid, 182.
Sal de Nancia, 182.
Sal de Nitro, 166.
Sal de sosa, 160,
Sal de Sedlitz, 185.
Sal de Vich, 162.
Sal gema, 159.
Sal inglesa, 182.
Salitre, 156, *166*, 224.
Sal marina, 159.
Salmiac, 172, 270.
Sales, 104, 397.
Sales ácidas, 105, 106.
Sales básicas, 105, 108.
Sales dobles, 105, 107.
Sales mercúricas, 190.
Sales mercuriosas, 190.
Sales neutras, 105.
Saliva, 51, 153.
Salvas, 491.
Saneamiento, 376.
Sangradera, 280.
Sangre, 51, 139, 150, 153.
Sarampión, 167.
Sarna, 251.
Saturno, 221.
Saturosa, 252.
Sauce, 206.
Sauggas, 211.
Scheele, 167, 180, 223, 225, 234, 247, 258, 269.
Schimose, 362.
Schoebein, 248, 331, 341.
Schorotter, 218, 233.
Schultze, 331, 535, 539.
Sebrán Livry, 250.
Sesa, 341.
Secallo, 346, 347.
Seda, 163, 363.
Seda artificial, 219.
Selenio, 23, 26, 63, 79, 409.
Sellos de hule, 257.
Selwig, 342.
Senarmonita, 344.
Sensibilidad del choque, 5[illegible]
Señales, 177.
Separación, 353.
Serpentinas, 314.
Serpientes, 226, 228.
Sesquicarbonato de sodio, 416.
Sha, 202.
Shimosita, 351.

S

Shwab, 351.
Siderosa, 216, 277.
Siemens, 250, 303.
Signos eléctricos, 61.
Sífilis, 169, 191.
Silbato, 312.
Silesia, 186,
Silícico, 179.
Silicio, 22, 26, 79, 286.
Silvina, 156, 270.
Símboio, 36, 71, 81.
Síncope, 226.
Sin humo, 316,
Sinonimias, 137,
Síntesis, 50, 122, *124*, 145, 150, 155, 403.
Smithsonita, 185.
Sobrefusión, 144.
Sobrero, 352.
Soda, 100.
Sodio, 24, 25, 62, 78, 140, 1[illegible]2, 410.
Sofocante, 215, 259, 374, 376.
Sol, 59, 159.
Soldadura autógena, 291.
Soldar, 173.
Solenita, 35[illegible]
Sal[illegible] 280.
Sólido, 20, 115.
Solfatara, 251.
Solvay, 161, 162, 217.
Solubilidad, 402.
Solución alcohólica, 356.
Sonoridad, 497.
Sopladero, 278.
Soplete oxhídrico, 139, 247, 406, 407.
Sorel, 429.
Spring, 143.
Stadio, 171.
Stass, 142.
Stassfurt, 139.
Sthal, 259.
Stibium, 24, 26, 243.
Stoff C. G., 213.
Stowmarkset, 3[illegible]
Subíndice, 36[illegible]4.
Sublimación, 380.
Sustitución, 122, 124.
Sudores de los pies, 169.
Su[illegible]orífico, 226.
Suero fisiológico, 160.
Sulfato ácido de sodio, 107.
Sulfato cúprico, 146, 148, 400.
Sulfato de aluminio, 142.
Sulfato de difenilamina, 515.
Sulfato de bario, 181.
Sulfato de hierro, 227, 228.
Sulfato de magnesio, 182, 429.
Sulfato doble de aluminio y potasio, 108.
Sulfato mercúrico, 106.
Sulfato mercurioso, 106.
Súlfido carbónico, 218.
Sulfioni, 173.
Sulfocarbonatos, 218.
Sulfocianato de K, 292.
Sulfofenato, 183.
Sulfur, 24, 26, 251.

S

Sulfúrico, 129.
Sulfuro de antimonio, 246, 306, *456*.
Sulfuro de calcio, 87.
Sulfuro de carbono, 38, 110, 112, 210, *218*, 233, 257, 395, *440*.
Sulfuro de etilo biclorurado, 374, 376.
Sulfuro de hierro, 34.
Sulfuro de hidrógeno, 258.
Sulfuros de selenio, 90.
Sulfuro rojo de antimonio, 246.
Sulfuros de potasio, 88.
Superpalita, 377.

T

Tabaco, 150, [illegible]6.
Tabiques poros[illegible] 110.
Táctica, 376.
Talco, 176, 178.
Talio, 21, 26, 78.
Taller, 359.
Tamisa, 360.
Tántalo, 24, 26, 79.
Taquidrita, 178, 270.
Tardada, 377.
Tártaro emético, 246.
Tartrato de K, 157.
Taza, 281.
Tejo, 206.
Telas, 168.
Telefotografía, 158.
Televisión, 158.
Teluro, 23, 26, 79, 409.
Temperatura, 256, 348.
Temperatura de inflamación, 148.
Temperatura de explosión, 354.
Temple, 290.
Tenacidad, 499.
Tensión del vapor, 145.
Teofrasto, 189.
Teoría atómica, 33.
Teoría atomista, 43.
Teoría electrónica, 37.
Teoría molecular, 28.
Terbio, 23, 26, 78.
[illegible]érminos de oxidación, 96.
Te[illegible]mita, 304, 437.
Ter[illegible]dinámica, 43.
Termo[illegible]etros, 191, 562.
Termoq[illegible]mica, 116, 135, 404.
Ternarias [illegible]ombinaciones, 86.
Tetra, 88.
Tetracloruro de [illegible]arbono, 388.
Tetracloruro de cinc, [illegible]73.
Tetracloruro de estaño, 37[illegible]
Tetracloruro de platino, 400.
Tetracloruro de silicio, 373.
Tetraedro, 82.
Tetratómicas, 52.
Tetróxido de nitrógeno, 230.
Thenard, 152, 156, 258, 275.
Thenardita, 152, 252.

T

Thion, 251.
Thiosufato de sodio, 165.
Tho-ho-tsiang, 309.
Thompson, 31, 35, 58, 39.
Tierra, 140.
Tierras raras, 64.
Timbre de voz, 400.
Timpa, 279.
Tinckal, 152.
Tinta china, 210.
Tintas, 259.
Tintorería, 167.
Tintura de cúrcuma, 415.
Tintura de yodo, 273.
Tiriasis, 191.
Timo, 338.
Tiroides, 273.
Tisis, 169.
Titano, 21.
T. N. T., 367.
Tobera, 283.
Tolita, 357.
Toneles, 317.
Tonita, 350.
Topacio, 194, 268.
Tópico, 171.
Torio, 23, 26, [illegible].
Tornasol, [illegible], 243, 420.
[illegible] 280
[illegible]os, 171, 311, 361.
[illegible]os ferina, 248.
Tostación, 222.
Tóxicos, 209, 241, 272, 372, 374, 379.
Tóxicos de sangre, 376.
Tóxicos del sistema nervioso, 376.
Toxóforo, 378.
Tracia, 185.
Tragaderas, 281.
Transformadores, 29, 291.
Transparencia, 497.
Transporte, 330.
Trautzl, 552.
Trescloroviníldicloroarsina, 376.
Triatómicas, 52.
Tribásicos, 103.
Trifilina, 149.
Trigo, 224.
Trilita, 303, 3[illegible] 357.
Trinchera, [illegible].
Trinitrina, 3[illegible]351.
Trinitro[illegible]enol, 351, 362.
Trin[illegible]ropropanotriol, 351.
Torinitrotolueno, 354, 356, 357.
[illegible]ue trinitrotoluol, 357.
[illegible]S Trinol, 357.
Trióxido de azufre, 259.
Trióxido de cromo, 265.
Trípoli, 356.
Trisulfuro de antimonio, 388.
Tritilo, 357.
Trituración de piedra,
Troilita, 277.
Trompa, 266.
Trona, 152.
Trosea, 358.
Trotil, 357.
Trotol, 357.
Tuberculosis, 273.
Tubos de ensayo, 111.
Tubo de decantación, 399.
Tubo detonante, 305, 312.

T

Tubos, 223.
Tubos de desprendimiento, 399.
Tubos de insuflación, 289.
Tubo de Moissan, 267.
Tubo en U, 401.
Tubulares, 347.
Tuesta, 186.
Tungsteno, 24, 26, 79.
Túneles, 248.
Túnica, 304.
Turba, 199, 204.
Turbina, 342.
Turbinado, 342.
Turguet de Mayerne, 138.
Turmalina, 194.
Turpin, 362.

U

Ulceras, 178.
Unidad química, [illegible]
Uranio, 23, 24, 26, 7[illegible]
Urao, 152.
Urea, 349.
Uro, 105.
Utilización táctica, 376.

V

V, 386.
Van Helmont, 215, 228.
Van Marrum, 248.
Vains, 269.
Vajilla, 198.
Valencia, 64.
Valencia múltiple, 66.
Valencias negativas, 65.
Valencias positivas, 65.
Valenciennes, 308.
Valentinita, 224.
Vanadio, 23, 26, 79.
Vapor de agua, 45, 47, 58, 111, 134, 147.
Vaporización, 380.
Vaselina, 348, 356.
V[illegible]io, 386.
Vau[illegible]elín, 174, 265.
Veget[illegible]iones, 227.
Vehícu[illegible] 148.
Velocidad[illegible] 334.
Velocidad [illegible] detonación, 362.
Velocidad de la electricidad, 37.
Velocidad de la on[illegible] explosiva, 296.
Velocidad de la pólvora, 555.
Venenoso, 213, 214, 241.
Verrugas, 227.
Vesicantes, 374, 376.
Vibraciones, 333.
Vibraciones sincrónicas, 334.
Vía, 206.

V

Vidrio, 152, 164, 268.
Vidrio de antimonio, 457.
Vielle, 331, 335.
Villanova, 227.
Vinagre, 263, 275.
Vientre, 278.
Violetas, 415.
Violett, 207.
Viruta, 208, 307.
Vitrina, 369.
Vitoria, 52.
Vivas, 348.
Vivianita, 234.
Volátiles, 512.
Volcán de Lemery, 111.
Volkman, 331.
Voltámetro, 397, 398.
Volumen de los gases, 298, 354.
Volúmenes de los productos, 133.
Volumétrico análisis, 1[illegible]
Vómitos, 218, 248.

W

W, 386.
Ward, 262.
Watt, 138, 140.
Wavelita, 234.
Welter, 362.
Wesfalia, 186.
Wholer, 174, 194.
Widmans[illegible]then, 277.
Wiliezl[illegible], 139.
Will[illegible] 335.
W[illegible]emita, 185.
Winckler, 259.
Witerita, 180.
Wolff, 331.

X

Xantogenatos, 219.
Xantoproteico, 438.
Xililo, 374.

Y

Yeso, 25[illegible] 263.
[illegible] 280.
[illegible]argira, 273.
Yódex, 273.
Yodo, 22, 27, 79, 273, 409, 420, *481.*
Yoduro de nitrógeno, 135, 226, 274, *484.*
Yoduro de potasio, 190.
Yperita, 376, 378.
Yunque, 508.

Z

Zafiro, 194.
Zar de Rusia, 201.
Zinc, 24, 25.
Zinquenita, 244.